LEONID PETRESCU

MINUNI ÎN EPRUBETĂ

Biblioteca Centrală
Regională Craiova

1958
EDITURA TINERETULUI

CHIMIA, PRETUTINDENI ÎN JURUL NOSTRU

În fiecare zi se folosesc, în locuința noastră, zeci de chibrituri. Vrem să aprindem focul în sobă. Vrem să punem mașina de gătit în funcțiune. Cineva își aprinde o țigară. Pentru toate acestea, aprindem chibrituri. Și, de fiecare dată, „facem chimie"! Pucioasa din gămălia chibritului este aprinsă datorită frecării de fosforul de pe muchia cutiei. Ea arde — și arderea este iarăși chimie: pucioasa se „combină", adică se unește cu oxigenul din aer.

Dimineața bem lapte: laptele este o substanță chimică foarte complicată, numită de chimiști o „soluție coloidală". La masa de prînz sau de seară, avem poate omletă, piftie — care reprezintă pentru chimiști un „gel" — sau o friptură. Fiecare din aceste mîncăruri a luat naștere datorită unor transformări, unor schimbări chimice și fără să știe, fiecare bucătar este un adevărat chimist. Dacă „experiența" sa nu reușește, atunci... omleta nu e bună, maioneza se taie, iar friptura se arde!...

Pînzele, lîna, stofele sînt vopsite în culori vii, plăcute ochiului. Cum se vopsesc și pentru ce vopselele bune nu ies la spălat? Asta este tot treaba chimiei.

Ne spălăm pe mîini. Săpunul (care a fost preparat potrivit rețetelor întocmite de chimiști) în contact cu apa, dă naștere unor fenomene fizico-chimice și... curăță pielea.

Zi de zi și în fiecare clipă, ne întîlnim cu chimia. Chimia vine în ajutorul nostru fără încetare și, adesea, fără să știm. De fiecare dată cînd o substanță se transformă într-alta, noi

facem chimie. Albușul și gălbenușul din ou, două substanțe lichide, sînt gătite și devin „omletă". Omleta e o altă substanță care nu mai are însușirile albușului sau gălbenușului. Pucioasa sau sulful din chibrit se combină cu oxigenul din aer, formîndu-se un gaz cu miros iute și înăbușitor: substanța „sulf" a trecut în gazul „bioxid de sulf".

Fără să ne dăm seama, noi facem zilnic nenumărate experiențe de chimie de felul celor arătate mai sus — pentru că zilnic transformăm unele substanțe într-altele.

Dar chimia nu-și „vîră nasul" numai în treburile noastre de acasă. Mai în fiecare fabrică se găsește cîte un laborator de chimie.

Acolo, oameni îmbrăcați în halate albe mînuiesc fără teamă sticluțe și borcănașe cu acizi primejdioși. În industria petrolului, laboratoarele lucrează zi și noapte, cercetînd diferitele feluri de benzină și uleiuri. Parafina, petrolul lampant, benzina sînt extrase de chimiști din țițeiul scos prin sonde din adîncurile pămîntului. În toate turnătoriile, în uzinele unde se fabrică diferite metale, chimia este folosită clipă de clipă. Ea spune maiștrilor dacă aliajul conține elementele în procentele necesare, dacă e destul de rezistent sau dacă metalul e destul de curat.

Dar chimia nu se ocupă numai de aceste lucruri, ci și de altele mai minunate. Ea poate să creeze. Chimiștii pot să prepare substanțe noi, nemaiîntîlnite în natură.

Cum adică? Substanțe, lucruri care nu se găsesc în natură?

Întocmai. Chimiștii pot să creeze în eprubetele, în retortele și în baloanele lor, substanțe pe care oricît le-ai căuta, nu le-ai putea găsi nicăieri în natură.

Astfel, celuloidul nu exista pe pămînt înainte de a fi fost preparat în laboratorul unui chimist. Săpunul nu se găsește nici el în natură, ci e fabricat de chimiști. La fel, mii și mii de alte substanțe.

Pe lîngă aceasta, chimia poate să imite natura — şi chiar, de multe ori, să o întrecă. Astfel, cauciucul sintetic este, în multe privinţe, mai bun decît cel natural. Esenţele fabricate de chimişti au gustul perelor, al merelor şi al altor fructe şi sînt mai puternic parfumate decît sucurile naturale. Acelaşi lucru se întîmplă şi cu parfumurile.

Chimia este alături de noi în fiecare clipă. Vreţi să o cunoaşteţi mai de aproape? Nu e prea greu.

Înainte de a încheia această „invitaţie la chimie" va fi însă necesar să mai adăugăm cîteva cuvinte.

Astfel, o prefaţă conştiincioasă a unei cărţi de experienţe de chimie trebuie să amintească, înainte de orice, despre largul cîmp de lucru al „ştiinţei eprubetei" din zilele noastre şi despre şi mai strălucitul viitor al industriei chimice — punînd, desigur, accentul pe marile progrese obţinute în domeniul materialelor sintetice.

Şi această prefaţă ar fi mai ales nimerită volumului de faţă, în care capitole întregi sînt închinate diferitelor experienţe care transformă — pe loc — laboratoarele în mici fabrici de oxigen, de clor, de acid sulfuric de hidroxid de sodiu etc.

În sfîrşit, prefaţa ar trebui să se termine proslăvind puterea noastră de muncă şi arătînd că o ţară are cu atît mai multe şanse să păşească către propăşire, cu cît chimia a învăţat-o să folosească mai cu spor produsele sale naturale.

Cititorii însă cunosc aceste lucruri. Ar fi inutil să le repet mai ales cînd o carte de experienţe este, înainte de orice, o carte de acţiune.

Sînt totuşi foarte numeroşi cei care socotesc că o „chimie" nu este altceva decît o carte cu formule kilometrice sau un volum ce cuprinde o serie de reţete complicate, asemănîndu-se cu o carte de bucătărie, care te pune de faţă la transformarea unui gălbenuş de ou în maioneză, fără să ştii cum şi de ce... Este de aceea necesar să se înlăture întîi ideea că ştiinţa chimiei

nu constituie decît un exercițiu de memorizare, de la care cei care nu se bucură de facultatea specială de a putea să învețe pe de rost limba sanscrită fără să priceapă nimic din ceea ce citesc sînt dinainte înlăturați.

Pentru a înțelege cît de cît chimia nu este, de fapt, necesar să cunoaștem pe dinafară conținutul a mai mult de trei-patru pagini de carte. Aceste cîteva pagini odată cunoscute, restul se judecă întocmai ca o problemă de algebră sau ca un silogism. De acest lucru, cititorii se vor putea de altfel ușor convinge.

În volumul de față, am urmărit un anumit plan, pe care-l poate descoperi oricine. Înainte de a trece la experiențe, am dat o scurtă prezentare a utilajului și a substanțelor necesare unui laborator de chimie, apoi am arătat cum se fac o serie de operații des folosite în laborator.

Începătorul este sfătuit ca, după ce își va fi alcătuit laboratorul potrivit sfaturilor date, să execute pe rînd experiențele descrise, care, pînă la un punct, sînt gradate pe măsura priceperii și îndemînării amatorului și care, în mare măsură, nu necesită aparate complicate sau substanțe greu de procurat.

...Și cum această carte este închinată experiențelor, să nu mai zăbovim cu introducerea — să trecem la fapte!

LABORATORUL

USTENSILELE NECESARE LABORATORULUI

Înainte de a ne apuca de lucru, trebuie să ne alegem o odăiță sau un colț de cameră, în care ne vom instala o masă simplă de brad, acoperită — dacă se poate — cu azbest: masa de lucru. Pe această masă, fixăm două sau trei rafturi pe care vom așeza sticlele și flacoanele cu substanțe, precum și toată sticlăria de care avem nevoie. E de la sine înțeles că trebuie să se afle în apropiere și un robinet cu o chiuvetă. Apa este de nelipsit în laboratorul de chimie.

Dar care sînt materialele necesare experiențelor?

Să cercetăm întîi sticlăria.

Eprubeta. Cel mai simplu vas de sticlă — simplu, dar care în același timp constituie baza în mai toate experiențele — este eprubeta.

Ea are forma unui tub de sticlă închis la un capăt. La celălalt capăt deschis, marginea sa este ușor răsfrîntă. Eprubetele sînt de nelipsit în laboratorul nostru.

Vom cumpăra, de la început, cel puțin 12 bucăți și vom căuta să nu le spargem chiar pe toate de la prima experiență, așa cum li se întîmplă multor chimiști amatori. Profit de ocazie pentru a vă da, în legătură cu aceasta, un sfat: cînd încălziți eprubeta, pereții ei trebuie să fie, pe dinafară, absolut uscați — altfel, viața ei este în iminentă primejdie.

Baloanele cu fund drept sau rotund. Aceste vase sînt adeseori folosite în laborator pentru fierberi, distilări, diferite preparări etc. Ele pot fi înlocuite de balonul Erlenmayer. Totuși, e bine să avem în laborator și cîteva baloane cu fund drept și rotund, avînd diferite capacități. Ele sînt ieftine și ușor de procurat.

Baloanele cu fundul rotund sînt mai rezistente decît cele cu fundul drept; au însă dezavantajul că nu le putem așeza pe masă, pentru că se răstoarnă. De aceea, trebuie să confecționăm, din lemn sau împletitură de paie, colaci de diferite mărimi pe care vom așeza baloanele.

Balonul Erlenmayer. Mult mai ușor de manipulat și mai practice decît baloanele cu fund rotund sînt vasele Erlenmayer. Ne vom procura cîteva vase de diferite capacități.

Retorta. Înainte vreme, acest vas era foarte mult întrebuințat în laboratoarele de chimie. Astăzi, însă, retorta este adesea înlocuită cu alte vase mai ușor de manipulat. Dacă ne putem procura o retortă, nu strică să o avem în laborator. Altminteri, lipsa ei nu se va simți prea mult.

Cilindrul gradat. Este un vas de sticlă, de forma unui cilindru, care servește pentru măsurarea volumului lichidelor; el are gradații gravate pe pereți.

Paharele chimice. Nu este vorba de pahare obișnuite, de masă, ci de pahare speciale pentru laborator, cu pereți subțiri, cu marginile ușor răsfrînte și cu un cioc prin care se pot turna lichidele. Aceste pahare (numite și „pahare Berzelius") sînt foarte necesare în laborator.

Ele se pot înlocui și cu pahare obișnuite, fără înfloriturі sau desene. Acestea din urmă, însă, datorită pereților lor groși, crapă ușor cînd sînt încălzite la flacără. Deci, atenție!

Pîlnia. Pentru filtrări, utilizăm pîlnia de sticlă. Ea este absolut necesară în laboratorul chimistului amator. Cînd nu avem o pîlnie de sticlă, o putem înlocui cu o pîlnie de tablă, însă smălțuită, emailată. Nu se vor folosi în nici un caz pîlniile

de tablă simplă sau cu smaltul sărit, deoarece sînt foarte ușor atacate de acizi.

Dacă cumpărăm o pîlnie de sticlă vom avea grijă ca să luăm una ai cărei pereți să formeze între ei un unghi de 60°, așa ca filtrul de hîrtie să poată fi perfect lipit pe pereții ei.

Cristalizorul. Acest vas este folosit pentru obținerea cristalelor dintr-o soluție, sau în diferite alte scopuri. Un castron de sticlă sau o farfurie adîncă de porțelan pot aduce aceleași servicii ca și cristalizorul.

Dacă totuși voim să avem un cristalizor care să semene foarte mult cu cele din comerț, n-avem decît să tăiem o sticlă albă în două, mai aproape de fund. Modul de tăiere a sticlei îl găsiți la capitolul „Lucrările de laborator".

Clopotul de sticlă. Pentru unele experiențe vom avea nevoie de un clopot de sticlă. Tăind o sticlă albă în două, obținem, după cum am arătat, din porțiunea dinspre fund, un cristalizor, iar din rest un mic clopot de sticlă, căruia, pentru a-și merita pe deplin numele, nu trebuie decît să-i astupăm gîtul cu un dop.

Sticlele de ceasornic. Ca să obținem cristale sau „resturi uscate" prin evaporarea unei mici cantități de soluție, folosim „sticlele de ceasornic". Nu trebuie să vă apucați, cumva, să vă desfaceți sticlele de la ceasornice, pentru a vă face rost de aceste vase! Sub acest nume se găsesc la magazinele de specialitate niște sticle rotunde, concave, foarte ieftine. Ele pot fi de altfel înlocuite cu succes de farfurioarele întinse, pentru dulceață.

Sticluțe cu gîtul larg. Substanțele solide se păstrează în sticle cu gîtul larg. Pe acestea nu trebuie să le cumpărăm. Este suficient să facem o „recunoaștere" prin rezervele noastre de sticle, sticluțe și borcane goale, care sînt de obicei nelipsite din orice casă.

Vom alege acele sticle care au lărgimea interioară a gîtului de 2—3 cm.

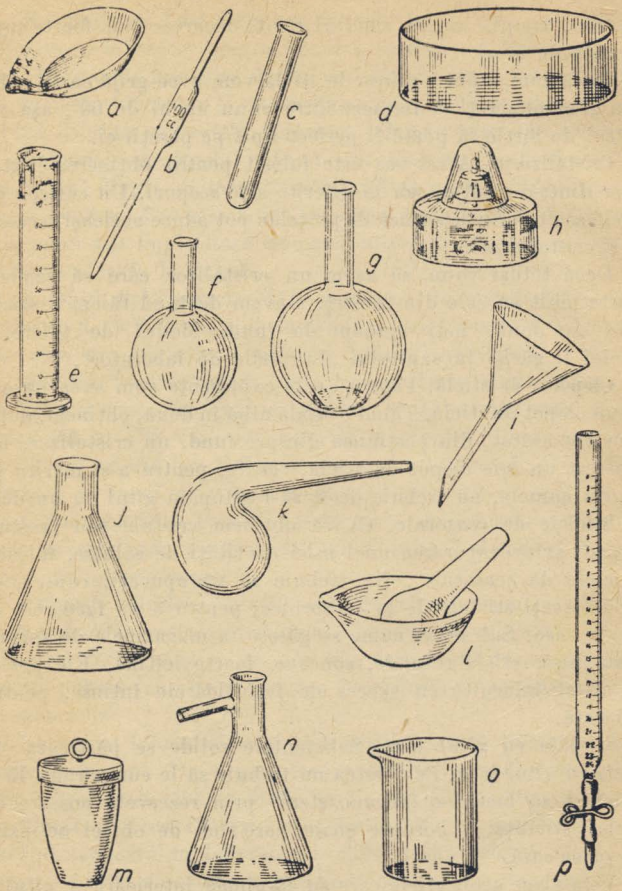


Fig. 1. Diferite instrumente de laborator:

a — capsulă; *b* — pipetă; *c* — eprubetă; *d* — cristalizor; *e* — cilindru gradat; *f* — balon cu fund rotund; *g* — balon cu fund drept; *h* — lampă de spirt (spirtieră); *i* — pîlnie; *j* — balon Erlenmayer (pahar conic); *k* — retortă; *l* — mojar cu pistil (piuliță); *m* — creuzet cu capac; *n* — balon Erlenmayer pentru filtrat sub presiune redusă; *o* — pahar Berzelius (pahar chimic); *p* — biuretă.

Spatula. Substanţele solide nu se iau din borcane cu mîna, ci cu ajutorul unei linguri drepte, numită spatulă. Spatula poate fi confecţionată din metal sau din alt material. Noi ne putem confecţiona spatule dintr-o bucată de carton lucios sau din celuloid pe care-l tăiem astfel, ca să capete o formă asemănătoare cu o linguriţă plată.

Baghete de sticlă. Acestea sînt nişte vergele de sticlă. Ele sînt necesare pentru a amesteca substanţele. Vom avea nevoie de 1—2 bucăţi.

Sticluţe cu gîtul îngust. Ne vom procura sticluţe de diferite mărimi, din cele cu ajutorul cărora, potrivit fabulistului, barza a izbutit să păcălească vulpea, poftind-o să se ospăteze şi ştiind prea bine că botul cumetrei nu putea pătrunde înăuntru. În aceste sticle (de diferite mărimi şi culori) vom păstra soluţiile. Atenţie!... Soluţiile sau substanţele ce se descompun la lumină se ţin în sticle colorate (brune).

Tuburi de sticlă. Legătura dintre diferite vase se face cu ajutorul tuburilor de sticlă. Ne vom procura mai multe bucăţi de cîte 50 cm lungime, cu diametrul cuprins între 6 şi 10 mm.

Sticle de lapte. Aceste sticle cu gîtul larg şi cu pereţii groşi sînt necesare pentru construirea diferitelor aparate.

Afară de „sticlărie", chimistul amator are nevoie şi de alte ustensile şi materiale ajutătoare. Iată cîteva dintre ele:

Creuzetul. Creuzetul este un vas mic de porţelan, în care se încălzesc sau se topesc diferite substanţe. O ceşcuţă de porţelan sau de pămînt smălţuit înlocuieşte foarte bine creuzetul care de altfel, la început, nu va fi mult întrebuinţat în laboratorul chimistului amator.

Dopurile. Chimiştii — şi, o să adăugaţi pe bună dreptate, nu numai ei! — întrebuinţează foarte mult dopurile, atît pentru astuparea sticlelor cu substanţe, cît şi pentru punerea în legătură a diferitelor aparate. Pentru aceasta, ei folosesc dopuri de plută

și în deosebi dopuri de cauciuc. În general, vom avea nevoie de numeroase dopuri de diferite dimensiuni, care să se potrivească la vasele sau sticlele din laborator.

Tuburi de cauciuc. Tuburile de cauciuc sînt necesare pentru stabilirea legăturii dintre două tuburi de sticlă. Ele nu pot lipsi din laboratorul nostru. Tuburile de cauciuc vor avea diametrul interior puțin mai mic decît diametrul exterior al tuburilor de sticlă, astfel ca acestea din urmă să pătrundă forțat în ele.

Cleme pentru tuburile de cauciuc. Clema este o piesă de metal, cu care oprim comunicația dintr-un tub de cauciuc. Cele mai bune sînt clemele Mohr, prevăzute cu un șurub, cu ajutorul căruia se poate regla deschiderea tuburilor. În locul clemelor putem folosi cu succes cîrlige de rufe, cu arcuri puternice.

Cu mijloace reduse și cu multă bunăvoință ne putem de asemenea construi singuri o clemă metalică gen „clema Mohr", care va funcționa la fel de bine ca și cele din comerț.

Stativul pentru eprubete. Eprubetele se păstrează într-un suport special, numit stativ pentru eprubete.

În comerț se găsesc diferite feluri de stative, dar nu este totuși necesar să ne cumpărăm unul, deoarece oricine poate să și-l construiască după indicațiile noastre.

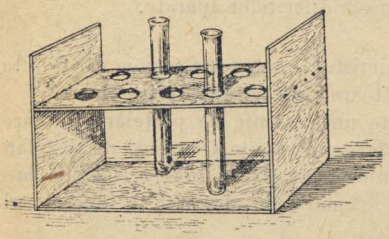


Fig. 2. Stativ pentru eprubete, confecționat din lemn.

Pentru construirea stativului ne sînt necesare cîteva bucăți de placaj sau scîndură subțire. Mărimea stativului va depinde de dimensiunile lemnului întrebuințat. Stativul e format din două scîndurele orizontale și două verticale (fig. 2). Scîndurica care va fi fixată deasupra, va avea orificii suficient de mari, pentru ca să

lase să treacă eprubetele prin ele. În scîndura de jos se pot face scobituri în care se vor sprijini fundurile eprubetelor, totuși scobiturile nu sînt absolut necesare. Găurile se vor tăia cu ferăstrăul de traforaj. Părțile laterale ale stativului se prind

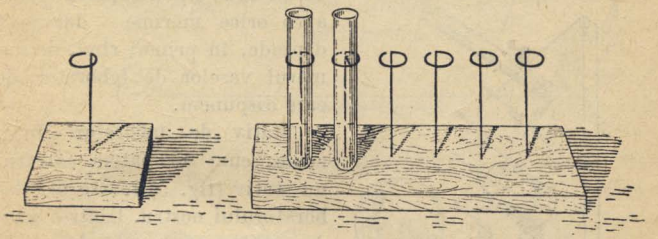


Fig. 3. Stative confecționate din sîrmă.

cu ținte sau cu clei de tîmplărie. Există și alte modele de stative pentru eprubete, confecționate însă din sîrmă rezistentă, nu din lemn.

Ca să construim un astfel de stativ, răsucim sîrma, așa cum arată figura 3, și după aceea o fixăm într-o bucată de scîndură.

Un alt stativ se construiește din sîrmă groasă de 1—2 mm. Pentru aceasta confecționăm mai multe suporturi pe care le fixăm pe o bucată de scîndură.

Stativele din sîrmă au avantajul că sînt rezistente și ușor de construit.

Suport pentru uscarea vaselor. Vasele de sticlă curățate și spălate bine de orice rămășițe de substanțe sînt puse la uscat, cu gura în jos, pe un suport. Acest suport ni-l vom construi singuri. Pentru aceasta, fixăm într-o scîndură lată cîteva vergele rotunde, de lemn, numite tiple. Pentru fixarea lor într-o scîndură groasă de 30 mm, facem în ea găuri cu diametrul de 10—15 mm (fig. 4) și cu adîncimea de 20 mm. Găurile nu trebuie să străbată complet scîndura. Introducem apoi tipele, aceste vergele rotunde,

și le înțepenim cît mai bine. Nu vom folosi pentru aceasta clei — și e limpede de ce: acesta va fi iute dizolvat de apa care se va scurge din vase. Dacă nu găsim o scîndură suficient de lată, vom întrebuința mai multe scînduri prinse între ele cu două șipci. Suportul poate avea orice mărime — dar asta depinde, în primul rînd, de numărul vaselor de laborator de care dispunem.

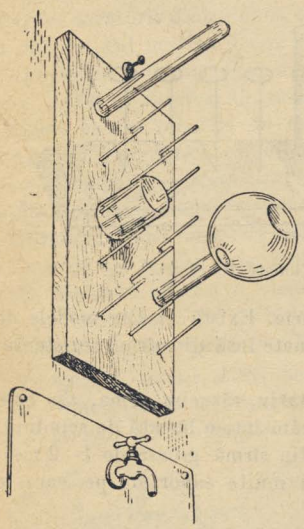


Fig. 4. Suport pentru uscarea vaselor. El poate fi așezat deasupra chiuvetei.

Stativ de laborator. Iată, acum, cum ne putem construi un stativ (fig. 5) foarte util laboratorului nostru. Dintr-o scîndură tăiem o bucată lungă de 300 mm și lată de 200 mm. Acesta e postamentul (1) stativului. O șipcă cu secțiunea de 30 × 50 mm și lungimea de 450 mm, va constitui tija stativului (2). Tija aceasta are o serie de găuri, toate pe aceeași linie, pentru a permite fixarea suportului (3) la diferite înălțimi. Tija se fixează de postament cu ajutorul unor cuie. Suportul (3) îl tăiem dintr-o bucată de tablă obișnuită, groasă de 1 mm. Figura 5 arată dimensiunile și locul unde trebuie executate găurile. Pentru a-l construi, trasăm întîi desenul cu dimensiunile respective pe o bucată de tablă, folosind în locul creionului un ac, astfel ca desenul să apară zgîriat pe tablă. După ce tabla a fost tăiată și găurită, facem îndoiturile arătate pe figură, iar cu patru nituri, nituim suportul. La îndoitura

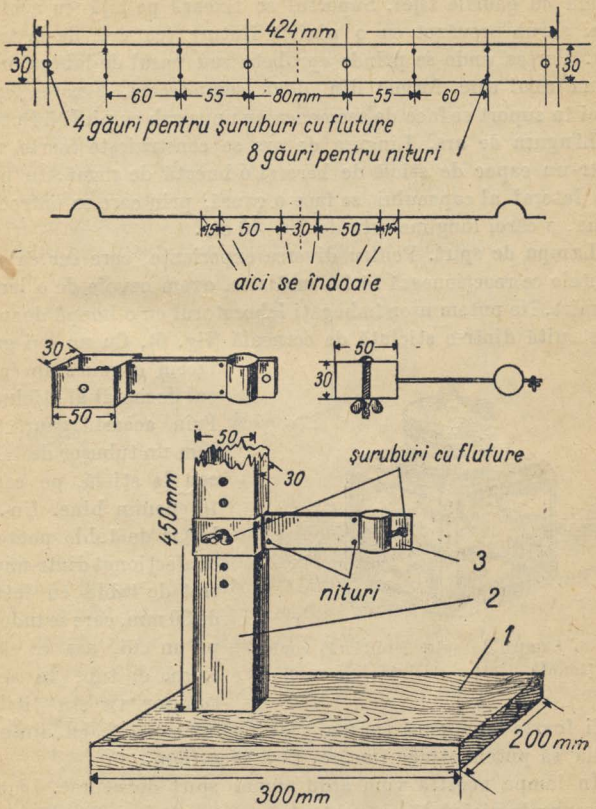


Fig. 5. Stativ de laborator confecționat de amator.

în formă de dreptunghi, găurile suportului trebuie să corespundă cu găurile tijei. Suportul se fixează pe tijă cu ajutorul unui șurub prevăzut cu o piuliță fluture (ca cele de la traforaj). Partea unde se prinde eprubeta sau vasul de laborator are forma unui cerc, format din două semicercuri. Fixarea eprubetei în suport se face de asemenea cu un șurub cu piuliță fluture.

Lingura de ars. Lingura de ars se construiește foarte ușor dintr-un capac de sticlă de bere și o bucată de sîrmă. În peretele lateral al capacului se face o gaură, prin care se introduce sîrma, a cărei lungime este de 35—40 cm.

Lampa de spirt. Pentru diverse experiențe, care cer ca substanțele ce reacționează să fie încălzite, avem nevoie de o lampă de spirt. Ne putem ușor îmbogăți laboratorul cu o lampă de spirt, construită dintr-o sticluță de cerneală (fig. 6). Cu un cui gros, facem o gaură în capacul de metal al sticluței. Prin această gaură trecem un tubușor de tablă sau de sticlă, pe care-l înțepenim bine. Un tubușor de tablă poate fi confecționat dintr-un pătrat de tablă cu latura de 30 mm, care se îndoaie pe un cui, așa ca să ia forma de tub. În acest tubușor va sta fitilul. Ar fi foarte bine, dacă am mai găsi încă un căpăcel, cu ajutorul căruia să putem stinge flacăra, fără să suflăm.

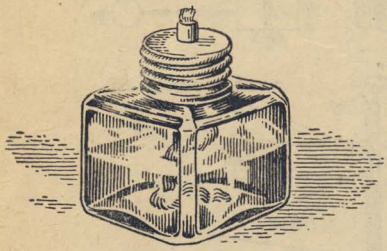


Fig. 6. Lampă de spirt (spirtieră) confecționată dintr-o sticluță de cerneală.

În lampa noastră vom arde numai spirt denaturat. Lampa nu se umple niciodată cu spirt pînă sus; ea trebuie lăsată întotdeauna goală cam de un sfert din conținutul ei, pentru a preveni exploziile.

Alte mijloace de încălzire. Flacăra lămpii cu spirt nu este prea caldă.

Dacă este necesar să încălzim mai puternic o anumită substanță, putem să ne ajutăm de mașinile de încălzit „Primus", care dau o flacără foarte caldă. Cele mai utile sînt însă mașinile de gătit cu gaze naturale lichefiate (aragaz).

Pirostria. Vasele mai mari, cu fundul drept, se așează pentru încălzire pe o pirostrie. Pirostria se poate confecționa ușor dintr-o cutie de conserve înaltă (fig. 7). Pentru aceasta, fundul cutiei se găurește în mai multe locuri cu un cui, iar în pereții cutiei se fac cîteva tăieturi, în formă de picioruțe.

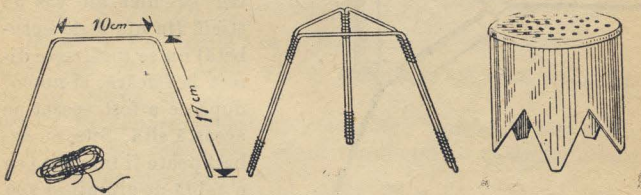


Fig. 7. Pirostrii.

Pirostria poate fi confecționată și din sîrmă. Luăm sîrmă groasă de 2—3 mm, din care tăiem trei bucăți lungi de cîte 440 mm; îndoim apoi sîrmele, dîndu-le forma din figura 7. Sîrmele acestea vor forma picioarele pirostriei. Picioarele vor fi apoi legate între ele, două cîte două, în cîte două locuri (sus și jos), cu o sîrmă mai subțire, dar rezistentă. Înălțimea pirostriei este de obicei de 200 mm, cînd punem sub ea un bec cu gaz și de 150 mm cînd ne servim de lămpi cu spirt.

Triunghiul metalic. Un obiect de care, iarăși, vom avea nevoie în laborator este triunghiul de fier. Pe o pirostrie construită din sîrmă nu se pot așeza vasele mici. Dacă însă punem deasupra ei triunghiul metalic, atunci și vasele mici pot fi menținute deasupra flăcării. Triunghiul metalic se contruiește din sîrmă

după modelul celui arătat în figura 8. Luați trei bucăți egale de sîrmă și împletiți-le la capete, două cîte două, așa încît să capete forma unui triunghiu. Dacă găsiți trei tubușoare de porțelan, îmbrăcați fiecare sîrmă, înainte de a le răsuci, într-un astfel de tub.

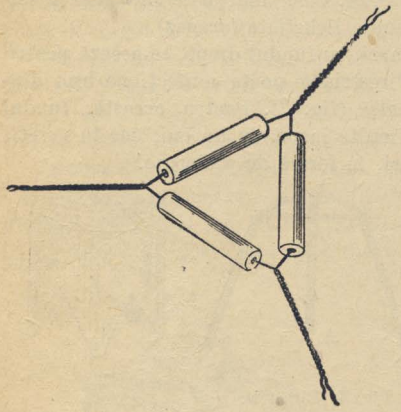


Fig. 8. Triunghi metalic.

Sita cu azbest. O sită de sîrmă, care are la mijloc un disc de azbest, reprezintă sita cu azbest. Ea ne va fi absolut necesară în laborator, pentru că nici un vas de sticlă (în afară de eprubetă) nu se încălzește direct la flacără, ci numai după ce a fost așezat pe această sită. Sita cu azbest poate fi înlocuită cu o tablă de aluminiu sau de fier, sau cu o sită de sîrmă obișnuită, fără azbest.

Cleștele pentru eprubete. O unealtă foarte întrebuințată în laborator este cleștele pentru eprubete. Cu ajutorul lui se pot ține eprubetele în flacără. Un clește simplu se poate construi dintr-un cîrlig de rufe.

Pentru aceasta este destul să lărgim puțin scobiturile cîrligului și apoi să prelungim unul din brațele sale, cu ajutorul unui bețișor de lemn.

Dacă se întîmplă să fim nevoiți să încălzim o eprubetă, și nu avem la îndemînă un clește de lemn, putem să ne confecționăm la repezeală un clește din... hîrtie. Luați o foaie de hîrtie și îndoiți-o de mai multe ori, pînă căpătați o fîșie groasă și lată

de 2—3 cm. Înfășurați eprubeta cu această fîșie de hîrtie și țineți bine de cele două capete.

Dacă eprubeta trebuie păstrată mai multă vreme în flacără, ne putem servi de un stativ simplu, pe care-l construim ușor. Luăm o bucată de sîrmă de sonerie; înfigem un capăt într-o scîndurică, iar celălalt capăt îl înfășurăm în spirală. În interiorul acestei spirale va fi fixată eprubeta noastră.

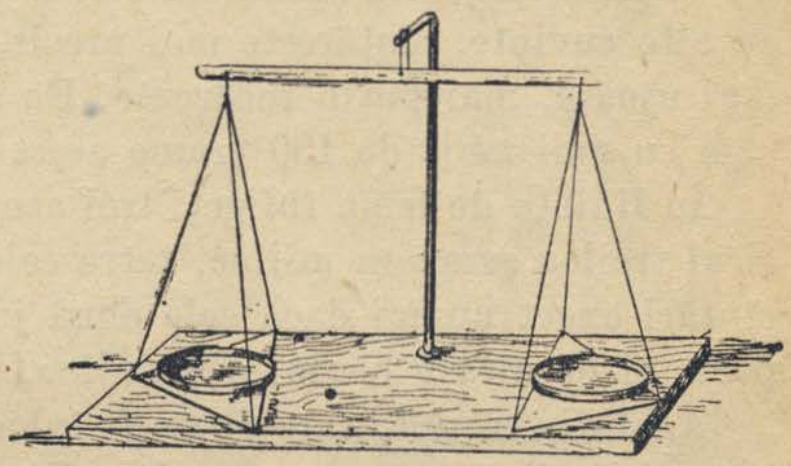


Fig. 9. Balanță confecționată de amator.

Balanța. Sînt multe experiențe pentru executarea cărora nu este necesar să cîntărim substanțele folosite. Numeroase alte experiențe nu vor reuși, însă, decît întrebuințînd cantități destul de precise de substanțe.

Construirea unei balanțe simple se face destul de ușor. De aceea, să o încercăm fără întîrziere.

După cîte se vede în figura 9, această balanță se compune dintr-o scîndură groasă, de lemn (care va servi ca postament), o vergea de fier și o liniuță de lemn (riglă). Să le cercetăm, pe rînd, mai cu de-amănuntul.

Scîndura, care va servi drept postament, va fi groasă de 20—30 mm, și va avea forma unui dreptunghi cu baza de 300 mm și înălțimea de 150 mm. În centrul scîndurii se înfige vergeaua de fier, al cărei diametru este de 4—5 mm, iar lungimea de 250 mm.

La un capăt, vergeaua va fi ascuțită, pentru a putea fi introdusă în scîndură. La capătul celălalt, de sus, va fi îndoită în unghi drept, pe o porțiune de 20 mm, pentru ca să se poată atîrna de ea linia de lemn (rigla), cu platanele.

Să trecem acum la rigla de lemn. Aceasta trebuie să fie plană și perfect dreaptă; lungimea ei va fi de 200 mm, lățimea de 10 mm, iar grosimea de 6 mm. Aceste indicații nu sînt de altfel obligatorii.

Trebuie să ținem seama că o balanță e cu atît mai sensibilă, cu alte cuvinte, cîntărește mai precis, cu cît platanele sale sînt mai ușoare, mai puțin încărcate. De aceea, e bine să nu încărcăm cu mai mult de 100 grame acest mic instrument.

În liniuța de lemn înfigeți trei ace: cîte unul la fiecare capăt și al treilea exact în mijloc, între cele două capete. Balanța va cîntări exact numai dacă cele două jumătăți, care se află de o parte și de alta a acului din mijloc, vor fi absolut egale.

Acul din mijloc, care poate fi înlocuit cu un cuișor, va străbate rigla dintr-o parte într-alta. El va fi atîrnat de o ață fină și solidă (un fir de mătase), legată de vergeaua de fier.

Cele două platane pe care vom pune greutățile sînt formate din două triunghiuri din carton, din lemn subțire, sau din tablă de cutie de conserve. Platanele vor avea fiecare cîte trei orificii mici la colțuri, prin care vor fi trecute firele de ață. Acestea se înnoadă împreună și apoi se agață de acele de la capetele riglei. Platanele triunghiulare trebuie să aibă latura de aproximativ 80—90 mm, iar firele de care sînt atîrnate să fie atît de lungi, încît platanele să se găsească cam la 10 mm deasupra postamentului, cînd sînt în echilibru.

Ca să obținem echilibrul balanței, ajustăm puțin din platane, pînă ce ambele ajung la fel de grele. Punem apoi pe fiecare platan cîte un capac metalic (capac de cutie de cremă). Aceste capace trebuie să aibă exact aceeași greutate. Micile diferențe se înlătură pilindu-l pe cel mai greu dintre capace. În capace vom așeza substanțele pe care vrem să le cîntărim.

Dacă greutatea platanului drept e egală cu cea a platanului stîng, balanța este în „echilibru", adică niciunul din platane nu se înclină. Dacă greutățile nu sînt egale, atunci platanul

cel mai greu coboară îndată și atinge postamentul. Greutățile din cele două platane sînt egale, atunci cînd amplitudinea oscilațiilor din dreapta este egală cu cea a oscilațiilor din stînga.

Greutățile pentru cîntărit se găsesc în comerț. Nu vi le fabricați singuri, pentru că nu puteți ajunge la precizia lor.

Luîndu-le ca etalon, puteți să vă confecționați singuri alte greutăți, dintr-un material inoxidabil. Atragem însă atenția că astfel de greutăți și balanțe nu pot fi folosite decît în laboratorul amatorului.

Dacă balanța pe care v-am descris-o a fost bine construită, ea este exactă și destul de „sensibilă": va cîntări cu o precizie de o zecime și chiar o sutime de gram!

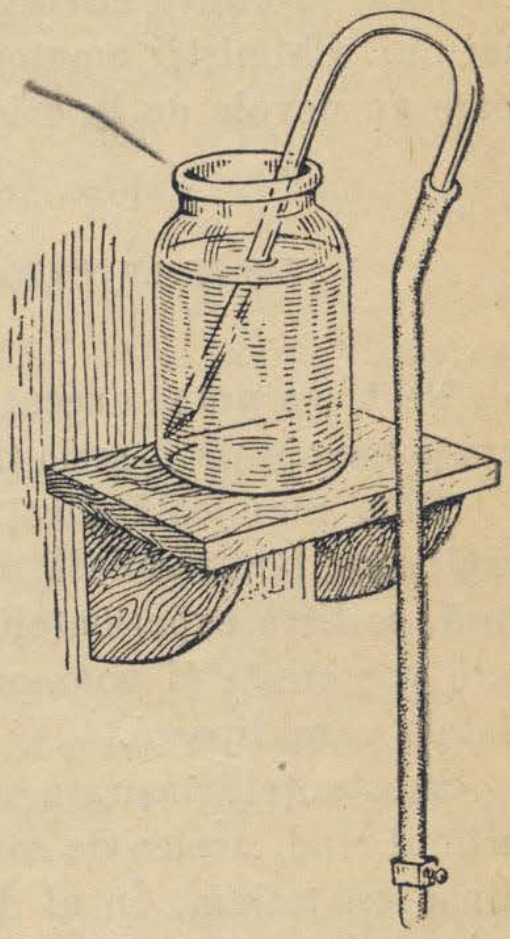


Fig. 10. O instalație simplă pentru apă curgătoare.

Instalație de apă curgătoare. Dacă nu avem la îndemînă o chiuvetă cu robinet, ne putem construi fără greutate un dispozitiv de apă curgătoare. Luăm un borcan mare, plin cu apă, pe care-l așezăm pe o poliță fixată în perete, cît mai sus. Introducem apoi în apa din borcan un tub de sticlă, care este pus în legătură cu un tub de cauciuc. Tubul de cauciuc este lăsat să atîrne pînă la nivelul la care avem nevoie de apă curgătoare. La capătul său de jos, punem o clemă Mohr sau un alt sistem de clemă (fig. 10).

Pentru a pune instalația noastră în stare de funcțiune, sugem întîi prin tubul de cauciuc puțină apă din borcan, așa ca tubul să se umple cu apă. Închidem apoi clema. De fiecare dată cînd avem nevoie de apă, deschidem clema, astfel că apa necesară

va curge îndată. Dedesubt, în loc de chiuvetă, vom aşeza un alt borcan sau un alt vas mare, încăpător.

* * *

Iată, în cîteva cuvinte, principalele ustensile necesare laboratorului. Chimiştii amatori pot să-şi procure toate ustensilele de care au nevoie de la orice magazin de chimicale.

SUBSTANŢELE NECESARE EXPERIENŢELOR

Pentre a putea executa experienţele descrise în această carte, aveţi nevoie de o serie de substanţe.

Dăm mai jos indicaţii cu privire la unele din ele — indicaţii care, fără îndoială, sînt departe de a fi complete. Pe măsură, însă, ce lista experienţelor făcute se va lungi, cunoştinţele noastre vor creşte şi vom putea adăuga noi înşine substanţele şi datele care lipsesc.

Substanţele înşirate mai jos, în ordine alfabetică, sînt, în primul rînd, acelea de care vom avea nevoie pentru experienţele din acest volum. În al doilea rînd, sînt indicate şi alte cîteva substanţe necesare într-un laborator de chimist amator. Din aceste substanţe ne vom procura, firește, numai pe măsura necesităţilor, şi în cantităţi la început reduse. Unele substanţe pot fi procurate de la farmacii, drogherii, vopselării şi în general de la toate magazinele în care se vînd produse chimice.

ACETONĂ (CH_3COCH_3). Lichid incolor; arde foarte uşor. Se păstrează în sticle bine închise, brune, cu dop de sticlă şlefuit.

ACID ACETIC (CH_3COOH). Lichid incolor, cu miros puternic, caracteristic (esenţă de oţet). Se păstrează în sticle bine închise, cu dop şlefuit, de sticlă.

ACID AZOTIC (HNO_3). Lichid incolor. Se păstrează în sticle de culoare închisă, cu dop de sticlă. Cu timpul îşi schimbă puţin

culoarea. Primejdios, deoarece provoacă arsuri în contact cu pielea.

ACID BORIC [$B(OH)_3$]. Cristale albe, strălucitoare. Solubil în apă și alcool; împiedică putrefacțiile. Acid foarte slab.

ACID CLORHIDRIC (HCl). Gaz întrebuințat în practică sub formă de soluție în apă, care poate să absoarbă un volum de gaz de 500 ori mai mare decît volumul ei. Sub această formă, este un lichid incolor. Primejdios, fiind caustic. Se păstrează în sticle albe, cu dop de sticlă.

ACID SULFURIC (popular „vitriol", H_2SO_4). Incolor cînd e pur. Lichid siropos, brun, atunci cînd este impur. Foarte primejdios. *Se diluează turnînd acidul peste apă!* Altfel, amestecul poate fi aruncat afară din vas. Se păstrează în sticle brune, cu dop de sticlă șlefuit.

ACID TARTRIC (COOH—CHOH—CHOH—COOH). Cristale albe, solubile în apă.

ALCOOL ETILIC (popular „spirt rafinat", CH_3CH_2OH).

ALCOOL METILIC (CH_3OH). Lichid incolor, foarte otrăvitor.

ALDEHIDĂ METILICĂ (formaldehidă, CH_2O). Gaz cu miros înțepător.

Se vinde la farmacii dizolvat în apă, sub numele impropriu de formol.

ALUMINIU (Al) preferabil în formă de pulbere.

AMIDON (popular „scrobeală", $C_6H_{10}O_5$). Pulbere albă, aproape insolubilă în apă. Se păstrează în borcane închise, la loc uscat.

APĂ AMONIACALĂ (NH_4OH). Soluție de amoniac în apă. Lichid limpede și incolor, cu reacție alcalină. Vaporii, în cantitate mare, sînt periculoși.

APĂ DE BROM (Br). Se păstrează în sticle colorate, bine închise, cu dop de sticlă. Vaporii sînt foarte periculoși!

APĂ OXIGENATĂ (perhidrol, H_2O_2). Se păstrează în sticle brune, cu dopuri de sticlă.

AZOTAT DE AMONIU (NH_4NO_3). Sare incoloră ce formează cristale rombice, higroscopice, cu punct de topire la 170°C. În apă se dizolvă absorbind căldură. Solubilitatea azotatului de amoniu în apă crește o dată cu creșterea temperaturii; astfel, 100 g de apă dizolvă la 0°C 119 g azotat de amoniu; la 25°C dizolvă 214 g; iar la 100°C dizolvă 870 g azotat de amoniu.

AZOTAT DE ARGINT (popular „piatra iadului" $AgNO_3$). Cristale albe, solubile în apă; își închid culoarea la lumină.

AZOTAT DE PLUMB [$Pb(NO_3)_2$]. Cristale albe. Prin dizolvarea în apă formează apa de plumb.

BENZINĂ. Amestec de hidrocarburi lichide. Se păstrează în sticle bine închise. Feriți-o de foc!

BICARBONAT DE SODIU ($HNaCO_3$). Cristale incolore; în pulbere apare alb.

BICROMAT DE POTASIU ($K_2Cr_2O_7$). Cristale portocalii; în soluție, lichid galben. Otrăvitor.

BIOXID DE MANGAN (MnO_2). Praf negru.

21 BORAX (tetraborat de sodiu, $Na_2B_4O_7 + 10\ H_2O$). Cristale transparente, incolore.

22 BROMURĂ DE POTASIU (K Br). Cristale albe, cubice.

23 CARBONAT DE CALCIU (sub formă de marmură, $CaCO_3$).

24 CARBONAT DE POTASIU (popular potasă, K_2CO_3). Cristale incolore, solubile în apă.

25 CARBONAT DE SODIU (popular „sodă de rufe" $Na_2CO_3 + 10H_2O$).

26 CARBURĂ DE CALCIU (carbid, C_2Ca). Masă cenușie, dură, adesea cu miros neplăcut.

27 CLORAT DE POTASIU ($KClO_3$). Cristale incolore, solubile în apă.

28 CLORURĂ DE AMONIU (popular „țipirig", NH_4Cl).

29 CLORURĂ DE BARIU ($BaCl_2$). Praf alb; otrăvitor.

30 CLORURĂ DE CUPRU ($CuCl_2 + 2H_2O$). Cristale verzi, otrăvitoare.

CLORURĂ FERICĂ ($FeCl_3$). Cristale negre-brune, higroscopice. Se obține încălzind fier curat în acid clorhidric, în prezența cîtorva picături de apă oxigenată.

CLORURĂ DE MAGNEZIU ($MgCl_2 + 6H_2O$). Cristale prismatice, incolore, nevătămătoare.

CLORURĂ DE SODIU („sare de bucătărie", NaCl).

CLORURĂ DE VAR ($CaOCl_2$). Praf alb, se păstrează în borcane bine astupate.

ETER [$(C_2H_5)_2O$]. Lichid cu miros caracteristic, inflamabil.

FENOL (C_6H_5OH). Cristale sub formă de ace incolore, solubile în de 20 de ori greutatea lor de apă. Denumit impropriu „acid fenic". Atenție, toxic!

FERICIANURĂ DE POTASIU [$K_3Fe(CN)_6$]. Cristale roșii, mari, otrăvitoare.

FEROCIANURĂ DE POTASIU [$K_4Fe(CN)_6$]. Cristale galbene, nevătămătoare.

GLICERINĂ [$C_3H_5(OH)_3$]. Lichid incolor, siropos, cu gust dulceag.

HIDROXID DE CALCIU (apă de var, $Ca(OH)_2$). Luăm mai multe bucățele de var nestins, le aruncăm în apă și după ce acesta se stinge (obținem laptele de var), filtrăm lichidul. Am obținut apa de var.

HIDROXID DE SODIU (popular „sodă caustică", NaOH). Este avid de apă. Caustic. Otravă!

IOD (I). Cristale violete, cu reflexe metalice. Otrăvitor!

IODURĂ DE POTASIU (IK). Cristale albe, cubice.

LITARGĂ (protoxid de plumb, PbO). Lamele galbene-portocalii. Toxic!

MAGNEZIU (Mg). Metal alb-albăstrui.

OXID DE CUPRU (CuO). Praf fin, negru.

OXID DE FIER (Fe_3O_4, magnetit). Substanță cenușie.

OXID DE MAGNEZIU („magnezie" MgO). Praf alb, ușor.

49 OXID DE ZINC (popular „alb de zinc" ZnO). Praf alb, insolubil în apă.

50 PERMANGANAT DE POTASIU ($KMnO_4$). Cristale violete, cu luciu metalic. Se dizolvă în apă. Soluția se păstrează în sticle curate, de culoare închisă, cu dop șlefuit.

51 PIROGALOL [$C_6H_3(OH)_3$]. Cristale sub formă de ace sau foițe albe, strălucitoare, solubile în apă și alcool.

52 PLUMB (Pb). Metal cenușiu. Primejdios: pătruns în organism, produce colici de plumb, paralizii, tremurături.

53 REZORCINĂ [$C_6H_4(OH)_2$]. Cristale incolore, fără miros.

54 SALPETRU DE CHILI (azotat de sodiu, $NaNO_3$). Cristale incolore, solubile în apă.

55 SARE SEIGNETTE (tartrat dublu de sodiu și potasiu $NaKC_4H_4O_6 + 4H_2O$). Cristale mari, incolore, solubile în apă.

56 SILITRA (azotat de potasiu, KNO_3). Cristale incolore, solubile în apă.

57 SULF (popular „pucioasă", S).

58 SULFAT DE CUPRU (popular „piatră vînătă", $CuSO_4 + 5H_2O$). Cristale albastre, solubile în apă.

59 SULFAT DUBLU DE ALUMINIU ȘI POTASIU (popular „piatră acră, alaun", $AlK(SO_4)_2 + 12H_2O$). Cristale mari, incolore sau praf alb, format din aceste cristale. E mult mai solubil în apă caldă (357 g la 100 cm de apă) decît în apă rece (10 g la 100 cm^3).

60 SULFAT FEROS ($FeSO_4 + 7H_2O$). Cristale mari, verzi.

61 SULFAT DE SODIU (sarea lui Glauber, $Na_2SO_4 + 10H_2O$).

62 SULFAT DE ZINC ($ZnSO_4 + 7H_2O$). Cristale prismatice albe.

63 SULFURĂ DE FIER (FeS). Substanță neagră; se obține prin combinarea directă a sulfului cu fierul.

64 TANIN. Praf cenușiu, nevătămător. În apă dă soluții acide, folosite la pansarea arsurilor.

65 TEREBENTINĂ. Lichid gălbui sau incolor. Se păstrează în sticle bine astupate (atenție la foc!).

— TINCTURĂ DE IOD. Se prepară dizolvînd 6,5 g iod și 2,5 g iodură de potasiu în 91 g alcool de 90 grade. La aceasta se adaugă o picătură de acid iodic pentru stabilizare (dacă dorim).

— TIOSULFAT DE SODIU (sare de fixat fotografiile $Na_2S_2O_3$). Cristale incolore, solubile în apă.

TURNESOL (fie hîrtie, fie lichid).

— VAR STINS [$Ca(OH)_2$].

— ZAHĂR.

— ZINC. (Zn).

Parcurgînd lista cu o privire atentă, se observă că multe dintre substanțe se pot găsi chiar în gospodărie, sub diferite denumiri.

Este de dorit ca, acolo unde se indică, lichidele să fie păstrate în sticle cu dopuri de sticlă. Aceasta se recomandă îndeosebi pentru acizii tari și bazele tari, care pot emite vapori periculoși pentru sănătate.

... Bun, să presupunem acum că ne-am adunat această comoară de substanțe și aparate. Trebuie însă să recunoaștem că ele nu ne-ar putea servi la nimic, dacă n-am ști cum să le mînuim. Aceasta face necesar un alt capitol — următorul — în care vom arăta cum se lucrează în laborator.

LUCRĂRILE DE LABORATOR

Fiecare chimist amator trebuie să cunoască anumite „lucrări de laborator", care-l ajută să ducă la bun sfîrșit multe experiențe.

Prelucrarea sticlei este cea mai elementară și mai simplă dintre aceste operații. Vom descrie aici, pe scurt, cîteva din lucrările cele mai obișnuite.

Cum se taie un tub de sticlă. Zgîriem tubul cu muchia unei pile, de jur împrejur, în locul unde voim să-l tăiem. Apoi, înfășurăm mîna într-o cîrpă, pentru a ne feri de rănire, în cazul

cînd s-ar desprinde mici bucăți de sticlă. Apucăm tubul în așa fel, ca degetele mari să se așeze simetric de o parte și de alta a zgîrieturii, dedesubtul ei. După aceea, cu grijă și foarte ușor, îndoim tubul, ca și cum am vrea să lărgim zgîrietura făcută.

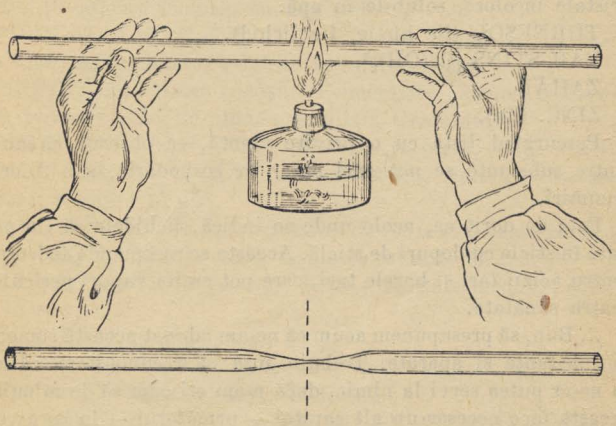


Fig. 11. Așa se face un vîrf ascuțit la capătul unui tub.

Tubul se sparge la locul dorit, cu foarte mici neregularități — de cele mai multe ori, chiar, într-o linie dreaptă.

Cum se face un vîrf ascuțit. Se ia tubul între primele trei degete de la fiecare mînă, apoi se ține în flacără, răsucindu-l continuu. Cînd sticla a devenit destul de moale, tragem regulat și cu putere egală, de amîndouă părțile (fig. 11).

Dacă avem la îndemînă un mijloc de încălzire mai puternic decît lampa cu spirt, încălzim tubul pînă la roșu, apoi îl scoatem din flacără și tragem egal. Se formează o mult mai frumoasă subțiere. După tăierea tubului, cele două capete rămîn perfect ascuțite.

Cum se îndoaie un tub. Se ţine tubul, cu partea care trebuie să fie îndoită, în flacără. Se răsuceşte uşor şi continuu în jurul axei sale. Nu trebuie să facem nici o încercare de a îndoi tubul de la începutul încălzirii, chiar dacă credem că ar putea ceda. După unul sau două minute, vom observa că tubul a devenit moale de tot, frîngîndu-se de la sine, prin greutatea lui. Atunci, îl lăsăm să se îndoaie singur, pînă la unghiul dorit, fără a grăbi cu mîna înclinarea. Numai dacă cele două bucăţi ar apuca drumuri greşite, putem să le readucem la unghiul pe care-l dorim.

După ce tubul s-a îndoit, îl scoatem din flacără şi aşteptăm să se răcească.

Cum se găuresc tuburile. Găurirea tuburilor este o operaţie foarte simplă.

Zgîriem cu un corp ascuţit (de pildă, cu o pilă) locul unde vrem să facem gaura în tub. Încălzim apoi la o flacără locul zgîriat şi, cînd acesta se înroşeşte, suflăm prin capătul tubului, avînd grijă ca celălalt capăt să fie astupat cu ceară. Se formează îndată, datorită presiunii aerului, un mic balonaş de sticlă, care de cele mai multe ori se sparge pe loc, formînd în tub gaura dorită. Dacă, totuşi, acest mic balonaş nu se sparge, n-avem decît să-l tăiem cu un cuţit.

Cum se potrivesc unul într-altul două tuburi. După ce am făcut în tub gaura, prin procedeul arătat mai sus, aşteptăm ca tubul să se răcească. Dacă voim ca, în acea gaură, să „lipim" un alt tub, luăm cel de al doilea tub (care trebuie să fie neapărat din aceeaşi calitate de sticlă ca primul) şi-l ţinem în flacără cu mîna dreaptă, în timp ce cu mîna stîngă încălzim din nou — în flacără — primul tub găurit. Prin urmare, cele două tuburi trebuie să fie egal încălzite.

După ce cele două tuburi vor fi îndeajuns de încălzite, le vom potrivi cu multă băgare de seamă, aşa încît cel de-al doilea tub să nu pătrundă în interiorul celui dintîi, ci numai să atingă buzele găurii. După aceea, scoatem totul din flacără şi aşteptăm

să se răcească. Controlăm apoi dacă nu cumva există vreo gaură sau loc de scurgere a aerului între lipituri, astupînd două capete și suflînd prin cel de al treilea.

Cum putem tăia o sticlă sau un flacon. Este vorba, desigur, de un flacon sau de o sticlă obișnuită, fie de un litru, fie de o jumătate de litru.

Se leagă la înălțimea dorită, în jurul sticlei, o bucată de fitil îmbibat într-o substanță combustibilă (petrol, spirt etc). Îi dăm foc, ținînd sticla în poziție orizontală. După ce cercul de foc a ars destul de multă vreme, turnăm dintr-o dată apă rece peste sticlă: se va tăia chiar în locul unde a fost încălzită de cercul de foc.

Această operație se face mai precis și mai elegant cu ajutorul unei sîrme de rezistență electrică pe care o înfășurăm împrejurul sticlei și o menținem incandescentă atîta vreme cît va fi nevoie — adică după grosimea sticlei.

Curățirea eprubetelor. Pentru a curăți eprubetele sau alte vase cu diametru mic, ne putem folos de o pilă obișnuită și de resturi de pînză sau de bumbac. Împingem pînza în eprubetă. Cînd rotim pila, ea agață ușor pînza și o învîrtește, curățind cît se poate de bine pereții interiori ai eprubetei. Cînd scoatem pila, pînza iese întotdeauna și ea, trasă de zimți. De asemenea, putem folosi o perie specială, rotundă.

Dopuri găurite. Pentru a găuri dopurile de cauciuc sau de plută, ne vom sluji de un cui înroșit în foc, pe care-l vom introduce în axul dopului. În comerț se găsesc un fel de tuburi de metal cu marginile ascuțite, care se folosesc de asemenea pentru găurit dopurile.

Diametrul găurii va fi întotdeauna ceva mai mic decît diametrul tubului pe care vrem să-l introducem în dop.

Un sfat: cînd trebuie să astupăm un vas cu un dop prin care trece un tub de sticlă, introducem mai întîi tubul în dop și apoi punem dopul la vas.

Cantităţi. În general, toate experienţele se vor executa cu cele mai mici cantităţi posibile de substanţă. Dacă în texte nu se dau alte precizări, să se întrebuinţeze cam 2—3 centimetri cubi din soluţii (adică atîta cît umple o eprubetă pînă la 1—2 degete), iar cînd e vorba de substanţe solide, cam 1—2 grame (un vîrf de cuţit). Aceste sfaturi sînt bune nu numai pentru volumul de faţă, dar şi pentru orice alte experienţe.

De obicei, greutatea sau volumul substanţelor, aşa cum sînt date în descrierea experienţelor sau în reţete, trebuie respectate. Greutatea se cunoaşte cu ajutorul balanţei, iar volumul se măsoară cu ajutorul cilindrului gradat sau al vaselor cotate. Nu sînteţi obligaţi să folosiţi cantităţile indicate în text. Totul este ca aceste cantităţi să fie proporţionale cu cele indicate în reţetă. De pildă, dacă din substanţa x se recomandă să se ia 1 g, din substanţa y 3 g şi din substanţa z 5 g, puteţi folosi şi 3...9 şi respectiv 15 g, fără a face vreo greşeală.

Reactivii sau soluţiile, o dată ce s-au scos dintr-o sticlă, nu se mai pun înapoi; aceasta pentru a nu-i impurifica. Adeseori, soluţiile se toarnă numai picătură cu picătură.

Cînd se spune că „trebuie să acidulăm sau să alcalinizăm" o soluţie, înseamnă că trebuie să adăugăm atîta acid sau bază pînă cînd soluţia dată — după mai multe scuturări — reacţionează acid sau bazic. Aceasta se constată cu hîrtia de turnesol: hîrtia se colorează în roşu cînd lichidul e acid, şi în albastru cînd e bazic.

Baza e dată de obicei de hidroxidul de sodiu, iar acidul de acidul clorhidric sau acidul sulfuric.

Întotdeauna cînd nu se arată că trebuie să întrebuinţăm acizi concentraţi, vom folosi acizi diluaţi. De asemenea, în experienţele de chimie se foloseşte aproape întotdeauna apă distilată, nu apă de robinet.

În general, e bine să se știe că o linguriță cuprinde aproximativ 5 grame de substanță solidă, sau 3,5 centimetri cubi de soluție; o lingură, cam 15 centimetri cubi; capacitatea unui pahar de băut este de aproximativ 240 centimetri cubi. Aceste date sînt utile cînd nu e nevoie de precizie și n-avem balanță sau cilindru gradat.

În ce vase se fac experiențele? Întotdeauna, cînd într-o carte nu se arată altfel, reacțiile se fac în eprubetă. Dacă trebuie să încălzim un lichid în eprubetă, umplem cel mult o pătrime din ea cu lichid. Cînd încălzim, gura eprubetei nu se va ține niciodată îndreptată către experimentator — căci se poate întîmpla ca lichidul să țîșnească. Pentru a înlesni fierberea, se agită mereu eprubeta. De asemenea, în cursul experiențelor în care se produc gaze, trebuie să fim foarte prudenți, pentru că aceste gaze pot împinge afară lichidul din eprubetă.

Pentru cantități mai mari de lichid se folosește balonul Erlenmayer sau chiar pahare chimice; aceste vase, precum și retorta, nu se încălzesc direct pe flacără: între vas și lampă se pune o sită. Excepție fac, după cum am arătat, numai eprubetele.

Aparatele de sticlă cu pereții groși se sparg îndată ce le-a atins flacăra, pentru că în timp ce pe dinafară peretele se dilată, pe dinăuntru, unde căldura nu s-a transmis încă, el rămîne la dimensiunile anterioare. Pentru aceleași motive, ele se sparg dacă le umplem cu apă caldă și le scufundăm apoi în apă rece. Prin urmare, trebuie să evităm variații mari de temperatură!

Dar și aparatele cu pereții subțiri (eprubete, pahare, baloane) trebuie încălzite încetul cu încetul. Pereții lor trebuie să fie perfect uscați pe dinafară, altfel crapă.

ALTE OPERAȚII DE LABORATOR

Filtrarea. Pentru a despărți o substanță solidă, nedizolvată de lichidul în care se află, ne folosim de filtru.

Filtrarea se face cu ajutorul hîrtiei de filtru. Hîrtia de filtru este o hîrtie albă, poroasă, care lasă să treacă, cu ușurință, apa și alte lichide, dar oprește substanțele solide. Hîrtia de filtru ar putea fi asemănată cu un fel de „strecurătoare", cu deosebirea

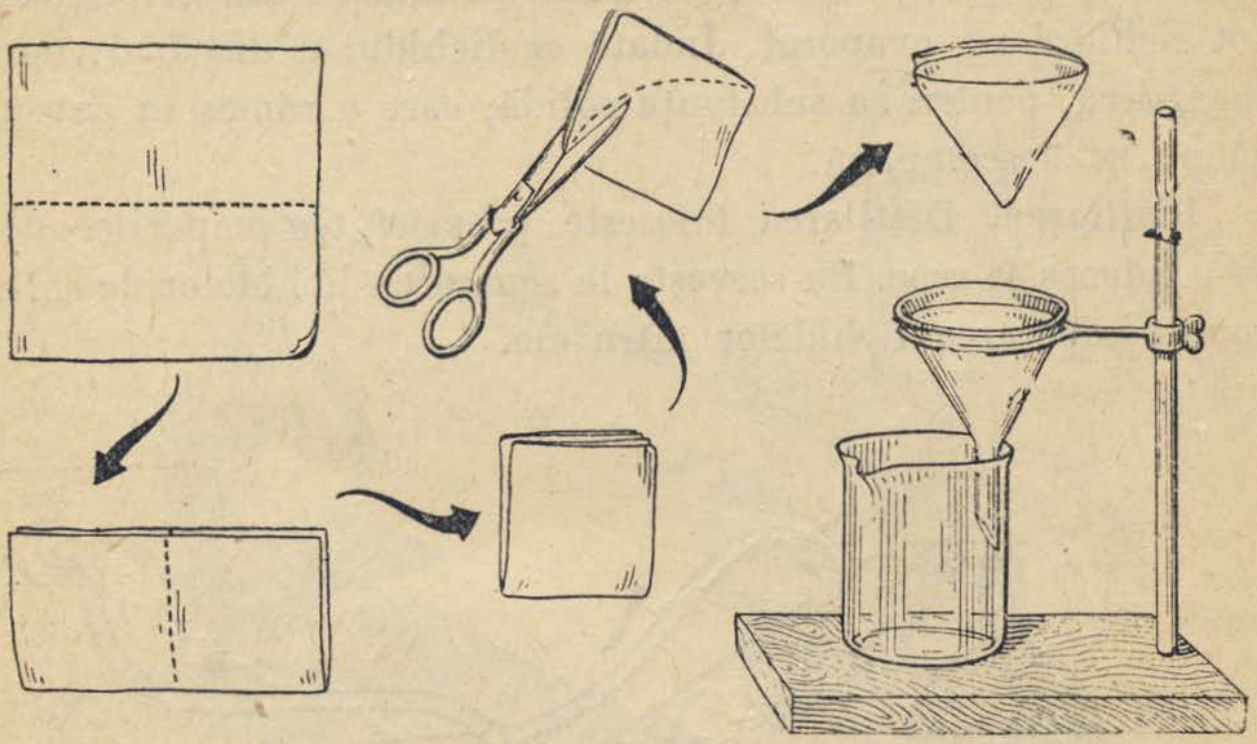


Fig. 12. Cum se confecționează un filtru dintr-o hîrtie patrată.

că porii ei sînt cu mult mai mici decît găurelele unei strecurătoare obișnuite.

Noi vom avea nevoie de mai multe bucăți de hîrtie de filtru tăiate rotund. Pentru a confecționa un filtru, îndoim o bucată rotundă de hîrtie de filtru de două ori; obținem astfel un sfert de cerc. Deschidem acum filtrul, așa ca de o parte să avem trei grosimi de hîrtie și de alta numai una, și-l introducem în pîlnie, udîndu-l apoi cu puțină apă distilată. În locul unei hîrtii rotunde putem folosi și una pătrată (fig. 12). Lichidul de filtrat se toarnă prin pîlnie. Lichidul limpede, ce se scurge prin filtru, poartă numele de „filtrat".

Dizolvarea. Operația prin care moleculele unui corp solid sînt dispersate într-un lichid, numit dizolvant, poartă numele de dizolvare. Dizolvarea este înlesnită de căldură și agitare.

Cînd un corp solid a fost dizolvat într-un lichid și dorim să-l căpătăm din nou în stare solidă, trebuie să evaporăm lichidul. Evaporarea se face într-o capsulă de porțelan (în lipsa ei se poate folosi o ceșcuță), pe care o încălzim pe sita cu azbest pînă cînd tot lichidul s-a evaporat. Îndată ce lichidul a dispărut, oprim încălzirea, pentru ca substanța solidă, care a rămas în capsulă, să nu se descompună.

Distilarea. Distilarea folosește proprietatea vaporilor de a se condensa la rece. Ea servește la separarea lichidelor de solide, sau la separarea lichidelor între ele.

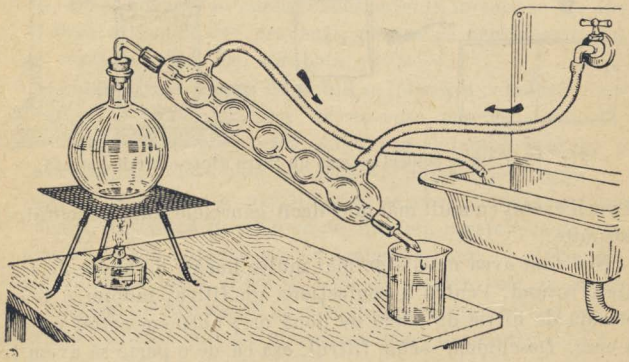


Fig. 13. O instalație pentru distilare (observați că ea cuprinde și un refrigerent).

Instalația în care se face distilarea se compune dintr-un balon și un refrigerent (fig. 13). Încălzind balonul cu lichid, vaporii formați ajung la refrigerent, prin care trece un curent de apă rece.

În acest fel se prepară ușor apa distilată.

O instalație foarte simplă pentru distilat se poate obține cu ajutorul a două baloane. Într-unul din ele se pune lichidul ce trebuie distilat. Vaporii ies printr-un tub de sticlă, care pătrunde

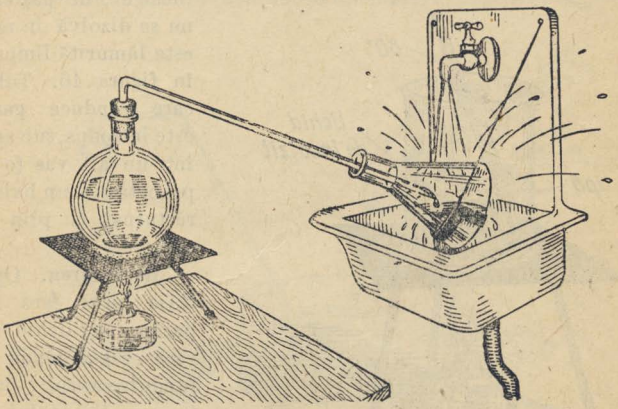


Fig. 14. O instalație simplă pentru distilare.

în al doilea balon, ce este așezat sub un robinet cu apă rece (fig. 14).

Încălzirea pe bain-marie. Cînd se încălzesc lichide care la o creștere bruscă de temperatură se pot aprinde sau pot da reacții periculoase, se preferă încălzirea pe bain-marie (baia de apă). Iată cum se obține o astfel de baie: se umple un vas mare cu apă, care se încălzește direct la flacără. În apă se introduce un al doilea vas ce cuprinde substanța care trebuie încălzită (fig. 15). În felul acesta, încălzirea substanței se face indirect și „pe încetul". Un termometru scufundat în apă poate indica, în orice clipă, temperatura la care a ajuns lichidul. Astfel de instalații se folosesc

atunci cînd vrem să încălzim, de exemplu, eter sau benzină, fără pericol de incendiu.

Culegerea unui gaz sub apă. Adeseori în laborator trebuie să umplem un vas cu un anumit gaz. Culegerea unui gaz sub apă (desigur, un gaz care nu se dizolvă în apă) este lămurită limpede în figura 16. Tubul care conduce gazul este introdus, sub apă, într-un alt vas (o eprubetă sau un balon) răsturnat și plin cu apă.

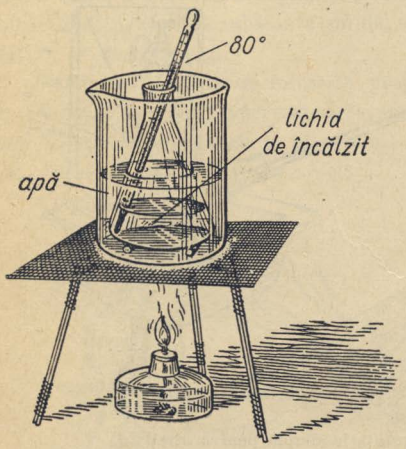


Fig. 15. Încălzirea pe bain-marie (baia de apă).

Decantarea. Operația prin care separăm un lichid de ceea ce s-a depus pe fundul vasului, prin trecerea lichidului într-un alt vas, se numește decantare. Precipitatele care se depun repede și care sînt insolubile în apă pot fi spălate și curățate prin decantare. E o operație care ne economisește timpul, în comparație cu filtrarea. Dacă vrem să obținem precipitatul curat, adăugăm peste dînsul apă multă, apoi îl lăsăm liniștit, pentru ca să se depună. După aceea, vărsăm apa care va lua cu dînsa orice materie străină ce s-ar fi amestecat cu precipitatul. Operația se repetă de atîtea ori, pînă cînd precipitatul spălat rămîne curat.

Uscarea precipitatelor. Cînd vrem să grăbim uscarea unui precipitat, putem încerca două metode:

1. Dacă ne mulțumim cu o uscare incompletă, presărăm pe o tablă praf de ipsos și punem deasupra precipitatul, pe o hîrtie de filtru. Ipsosul absoarbe, prin porii hîrtiei, umezeala.

2. Cînd este necesară o uscare deplină ne putem confecționa un fel de etuvă dintr-o cutie de carton mai gros; cutia va cuprinde

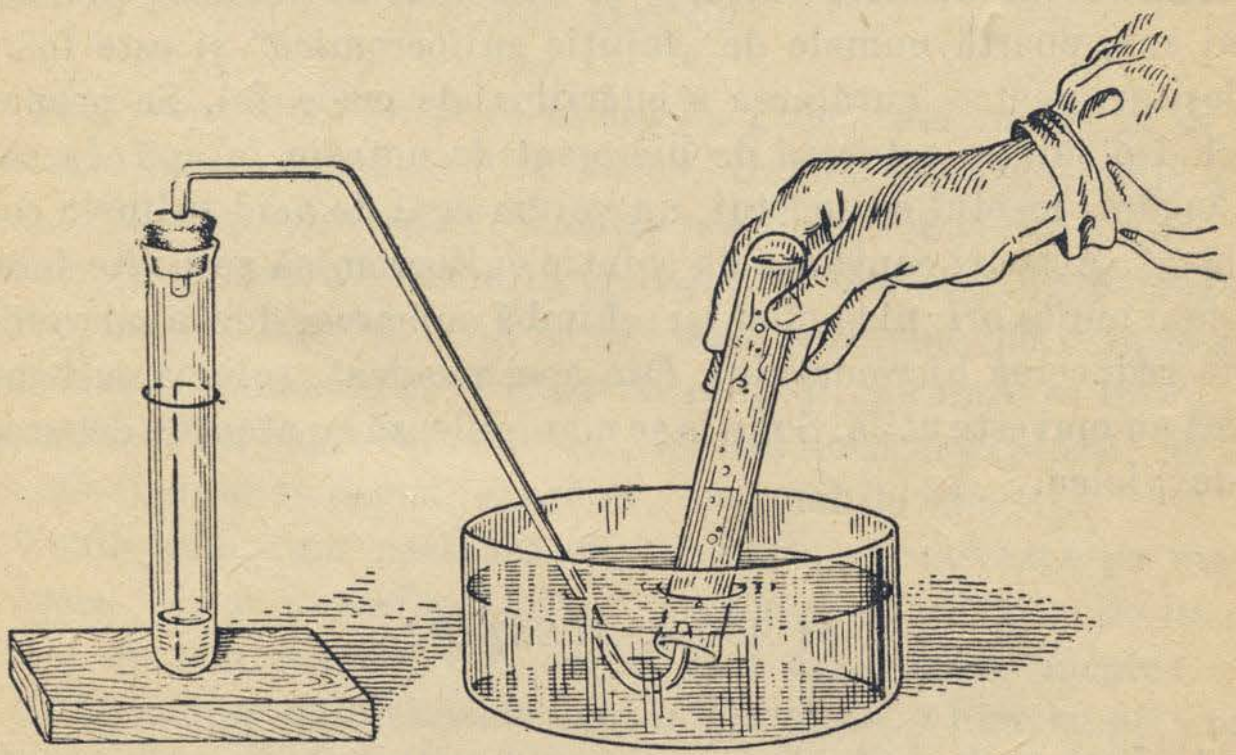


Fig. 16. Așa se culege un gaz sub apă.

înăuntru o mașină de călcat electrică, sau chiar un bec electric, puternic. Deasupra aparatului, amenajăm un suport de carton cu o hîrtie de filtru la mijloc. Pe aceasta punem precipitatul la uscat.

Curățirea vaselor de sticlă. În urma experiențelor, eprubetele, paharele, balonașele sau retortele păstrează resturi de substanțe pe pereții lor. Pentru a curăți resturile de natură anorganică, le tratăm cu acid azotic sau cu acid clorhidric. În multe cazuri, operația reușește cu primul acid și apoi, prin spălare cu apă distilată, vasul rămîne curat. De cele mai multe ori, însă, cel mai de folos se dovedește tot acidul clorhidric.

Resturile organice se tratează cu bicromat de potasiu amestecat cu acid sulfuric. Grăsimile se curăță cu o soluție diluată de hidroxid de sodiu (sodă caustică), sau cu hidroxid de potasiu. Pentru o completă curățire, vasul se spală cu eter sau cu benzen, apoi cu alcool și se suge aerul la „trompa de vid".

Amestecul de acid sulfuric și bicromat de potasiu, pomenit mai sus, poartă numele de „soluție sulfocromică" și este foarte folositor pentru curățarea sticlăriilor de orice fel. Se prepară făcînd o soluție saturată de bicromat de potasiu în apă, la care adăugăm, încetul cu încetul, un volum egal de acid sulfuric concentrat. Aceeași cantitate de soluție sulfocromică se poate folosi de mai multe ori, pînă cînd își schimbă culoarea, devenind verde, prin reducerea bicromatului. Din acel moment, soluția sulfocromică nu mai este utilă. Soluția se manipulează cu atenție, deoarece arde pielea.

ȘI ACUM, ATENȚIE!

1. Înainte de a păși la o experiență, citește cu atenție descrierea ei de la început pînă la sfîrșit — așa că în timp ce o execuți, să nu mai fie nevoie să deschizi din nou cartea!
2. Așază pe masa de lucru toate aparatele și substanțele de care te vei sluji pentru experiență!
3. Folosește cele mai mici cantități de substanțe!
4. Observă cu îngrijire toate fazele fenomenului sau reacției! Numai în acest fel îți poți dezvolta spiritul de observație, ajungînd, eventual,[1] la descoperiri însemnate!
5. Nu schimba niciodată dopurile de la sticlele de substanțe!
6. Nu turna niciodată înapoi în flacon restul neîntrebuințat de la o substanță!
7. Umblă îmbrăcat într-un halat sau o haină veche, cînd faci orice experiență!

8. Fii ordonat!
9. Fii metodic!
10. Iar mai presus de orice: ai răbdare!

PREVENIREA ACCIDENTELOR ȘI PRIMELE MĂSURI DE AJUTOR

Dacă vom lucra cu prudență și cu grijă, este exclus să ni se întîmple vreun accident. De aceea, trebuie să avem grijă ca, înainte de a începe vreo experiență, să cunoaștem foarte bine felul cum se va desfășura ea de la început și pînă la sfîrșit. În acest fel, vom evita ca în cursul ei să ni se pună probleme pe care le-am rezolva deschizînd din nou cartea. Altminteri, riscăm să se întîmple vreun fenomen neprevăzut de noi, care să ducă la explozii, revărsări de lichide fierbinți, caustice, inflamabile etc.

Toată aparatura necesară experienței va fi așezată pe masa de lucru — dar numai atît. Nu vom mai pune pe masa de lucru și alte obiecte inutile, care nu ar face decît să ne încurce.

Cînd lucrăm cu materiale ușor inflamabile, e bine ca pe masă să așezăm o foaie de azbest, material care, după cum știm, nu arde și în același timp împiedică răspîndirea focului.

Încălzirea vaselor de sticlă, începînd de la eprubete și terminînd cu retortele, trebuie să fie făcută cu multă atenție și treptat. Înainte de încălzire, vasul va fi șters bine pe dinafară, pentru a împiedica spargerea lui. Gura vasului nu trebuie să fie îndreptată spre noi sau spre o altă persoană ce ne ajută.

Dacă lucrăm cu lichide ușor inflamabile, ca de pildă benzenul, eterul, cloroformul, alcoolul etc., trebuie să avem grijă ca în apropiere să nu se afle nici o flacără aprinsă.

Dacă aceste lichide s-au aprins și s-au vărsat, le vom stinge cu ajutorul nisipului. De aceea trebuie să avem la îndemînă în laborator un vas cu nisip uscat. În nici un caz, nu vom sufla în astfel de flăcări și nici nu vom turna apă peste ele.

Lucrînd cu tuburi sau alte obiecte de sticlă, se întîmplă adesea să ne zgîriem. Asta în general se consideră a fi inevitabil. Asemenea zgîrieturi sau mici răni sînt în general neprimejdioase şi le vom trata aşa cum se tratează orice zgîrietură obişnuită. Dezinfectăm locul respectiv cu alcool, după ce în prealabil ne-am spălat cu apă, şi pansăm cu o faşă curată, aseptică. De un singur lucru trebuie să avem grijă: ca în zgîrietura sau rana respectivă să nu fi pătruns bucăţele sau cioburi cît de fine de sticlă, care întreţin rana şi o agravează.

La arsuri uşoare, datorite focului, locul ars se unge cu alifie cu sulfamidă, glicerină, sau se aplică deasupra vată înmuiată în alcool. Dacă arsurile sînt mai grave, trebuie să mergem la medic.

Ce se întîmplă dacă pielea intră în contact cu acizi sau baze? Trebuie să spălăm imediat locul accidentat cu o mare cantitate de apă. Dacă ne-am atins de acizi, spălăm apoi locul, cu o soluţie de bicarbonat de sodiu 3%, care, după cum ştim, îi neutralizează. În cazul cînd ne-am ars cu substanţe alcaline, ne spălăm cu o soluţie slabă de oţet (1—2% acid acetic). Dacă arsurile sînt grave, pe locul ars se va aplica un pansament udat cu una din soluţiile de mai sus. Hainele atinse de acizi sau baze se spală cu aceleaşi soluţii, dar, din nefericire, de obicei acestea nu ajută la nimic. De aceea, recomandăm ca în cursul experienţelor să îmbrăcaţi un halat special sau haine vechi.

Dacă cumva ochii v-au fost stropiţi de acizi sau baze, îi spălaţi bine cu apă, apoi cu soluţie slabă de bicarbonat de sodiu în cazul acizilor sau de acid boric în cazul substanţelor alcaline. După aceea, vă prezentaţi neapărat la un medic.

Toate soluţiile despre care am vorbit trebuie neapărat să se găsească într-un dulăpior sau într-un loc la îndemînă, în laborator.

Încheiem aceste rînduri, urîndu-le chimiştilor amatori să nu aibă de rezolvat niciuna din problemele enumerate mai sus. Pentru aceasta recomandăm cît mai multă atenţie la manipularea substanţelor primejdioase.

ÎNCEPEM SĂ EXPERIMENTĂM

CE SÎNT REACȚIILE CHIMICE?

Dacă veți lua din grădină o mînă de pămînt pe care-l veți arunca într-un pahar cu apă, veți vedea că pămîntul este alcătuit dintr-o seamă de substanțe felurite. Unele se lasă la fundul paharului, altele plutesc, iar altele se dizolvă în apă. Pămîntul este, așadar, un amestec de substanțe sau, cum se mai zice, este un „corp impur".

Să luăm, acum, o bucată de zahăr. Dacă o punem în apă, se dizolvă fără să lase nici o urmă. Dacă o încălzim, se topește întotdeauna la aceeași temperatură. Zahărul este, deci, un „corp pur": el nu mai este format, ca pămîntul, dintr-un amestec de diferite substanțe.

Să nu ne mulțumim cu atît. Să luăm zahărul, să-l încălzim pînă cînd se topește și să continuăm să-l încălzim și mai departe. Vom vedea că zahărul alb își schimbă culoarea, devenind brun; de asemenea, capătă un miros plăcut. Zahărul... nu mai este acum zahăr! El și-a schimbat alcătuirea și însușirile. Ba mai mult: încălzindu-l mai departe, zahărul se înnegrește și se transformă în cărbune (carbon aproape pur), după ce a lăsat să iasă din el gaze și apă. Iată, așadar, că zahărul este un „corp compus": pe lîngă gaze și apă, el a conținut, de la început, și carbon.

Din carbon, însă — pentru că am ajuns la acesta — nu mai putem extrage nimic. Oricît l-am încălzi, din el nu mai scoatem un alt corp; carbonul se numește „corp simplu".

Toate cîte se întîlnesc în jurul nostru, pot fi grupate într-una din categoriile de mai sus. Cele mai multe sînt corpuri impure: astfel, aerul e un corp impur (pentru că e format dintr-un amestec de gaze, din praf și din vapori de apă); apa de la robinet e tot impură, pentru că e alcătuită din apă, săruri, și unele vietăți microscopice. Corpurile pure sînt extrem de rare: în general ele sînt fabricate numai de mîna omului, de chimiști.

Dintre corpurile pure, cele mai multe sînt corpuri compuse. Astfel, zahărul e compus din carbon, oxigen și hidrogen.

Bine — vor întreba, poate, cititorii — dar pentru ce cărbunele (carbonul), negru cum îl știm și fără gust, nu se zărește în zahărul alb și dulce? Și pentru ce oxigenul și hidrogenul, două gaze, nu sînt — ca să zicem așa — „gazoase" și în zahăr?

Pentru a răspunde la aceste întrebări, trebuie să aflăm ce s-ar întîmpla dacă am încerca să împărțim un corp compus în părticele din ce în ce mai mici. La un moment dat, chiar lama cea mai fină n-ar mai fi în stare să-l taie, pentru că bucățelele ar deveni mai mici decît tăișul ei. Să ne închipuim, totuși, că am putea desface mai departe corpul cercetat, de pildă o bucățică de hîrtie, în părți din ce în ce mai mici. Va trebui totuși să ne oprim cîndva. Am ajunge, atunci, la niște părticele foarte mici, care încă n-au putut fi văzute la microscop: moleculele. Dacă le-am desface și pe acestea, am căpăta atomii, dar toate însușirile corpului de la care am plecat, și pe care moleculele le mai aveau încă, ar dispare. Atomii nu mai păstrează aceste însușiri!...

În natură nu sînt prea multe feluri de atomi (puțin mai mult de 100). Fiecare din ei are un nume lung, precum și o „semnătură" prescurtată, formată dintr-o literă sau două și numită „simbol". Acești atomi se întovărășesc în diferite feluri: cîte doi, cîte trei, cîte patru... uneori cîte o sută, sau mai mulți, o mie, formînd, astfel, milioane de corpuri diferite.

Astfel, atomul de oxigen (pe scurt: O) se poate întovărăși cu încă un atom de oxigen, formînd o moleculă de oxigen (O_2) —

gazul din aer care e atît de necesar respirației și care este un corp simplu (pentru că e alcătuit din același fel de atomi). Dar tot un atom de oxigen se poate uni și cu doi atomi de hidrogen (H) și atunci căpătăm... apa (H_2O). Iar dacă oxigenul se întovărășește cu atomul de fier (Fe), căpătăm oxidul de fier sau rugina.

Iată, deci, că același atom poate să alcătuiască un corp gazos, un altul lichid și un altul solid, după atomii cu care se combină. Proprietățile unei substanțe sînt date de întreg grupul de atomi și nu de fiecare atom în parte.

Dar atomii aceștia, odată uniți într-o moleculă, nu rămîn veșnic acolo. Ei sînt dornici de schimbare, mereu hoinari, ieșind dintr-o moleculă pentru a intra într-alta. În acest fel, corpurile se schimbă și ele. Și tocmai cu aceasta se ocupă chimia: cu transformările corpurilor dintr-unul într-altul.

Ori de cîte ori un corp pur dispare și în locul său apare un altul avem de-a face cu un fenomen, care se numește „reacție chimică".

În chimie întîlnim patru feluri de reacții mai însemnate:

Sinteza. Reacția chimică prin care două sau mai multe corpuri simple se unesc pentru a forma un corp compus, cu proprietăți fizice și chimice deosebite de cele ale corpurilor ce au reacționat, se numește sinteză. Să facem o experiență. Amestecați bine 14 g pilitură de fier cu 8 g sulf (pucioasă) pisat. Atît fierul, cît și sulful sînt corpuri simple. Introduceți amestecul într-o eprubetă și încălziți-l puternic la lampa de spirt. Veți observa, la un moment dat, cum amestecul devine luminos, roșu aprins (incandescent). Din acel moment, nu-l mai încălziți. Are loc combinarea cu incandescență a sulfului cu fierul. Se formează sulfura de fier, care are proprietăți noi, diferite de cele ale fierului și ale sulfului.

Ecuația chimică a reacției este următoarea:

$$Fe + S = FeS$$

Un atom de fier (Fe) s-a combinat cu un atom de sulf (S), pentru a da o moleculă de sulfură de fier (FeS). Din incandes-

cența amestecului în momentul combinării fierului și sulfului, învățăm că reacțiile se pot face cu puternică degajare de căldură și, cîteodată, de lumină.

Analiza. Reacția de analiză e tot atît de simplă: dintr-un corp obții două sau mai multe corpuri. Astfel, să punem într-o eprubetă puțin clorat de potasiu, o substanță folosită uneori pentru gargară. Luăm apoi o așchie de lemn și o aprindem la un capăt, lăsîndu-i vîrful să scînteieze.

Încălzim eprubeta și introducem așchia în eprubetă: vom vedea că, dintr-o dată, așchia se aprinde și începe să ardă din nou cu flacără foarte luminoasă. Aceasta se datorește oxigenului care s-a născut prin descompunerea cloratului de potasiu. Cele întîmplate în eprubetă pot fi reprezentate astfel:

$$2KClO_3 = 3O_2 + 2KCl$$

Cloratul de potasiu ($KClO_3$) se descompune în oxigen (O) și clorură de potasiu (KCl). Aceasta este o reacție de analiză.

Substituția. Dacă într-o eprubetă vom pune o mică bucată de zinc și vom adăuga apoi cîteva picături de acid, vom observa că zincul începe să fie atacat și că se naște un gaz care poate fi aprins la gura eprubetei: hidrogenul. Ce s-a întîmplat? Hidrogenul (H) din acidul clorhidric (HCl) a fost înlocuit de zinc (Zn), formîndu-se clorura de zinc ($ZnCl_2$). Hidrogenul eliberat s-a degajat sub formă de gaz.

$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$$

Reacția de permutație. Al patrulea fel de reacție chimică este reacția de permutație. Să dăm un exemplu și totodată să facem și o experiență.

Să dizolvăm într-un pahar puțin carbonat de sodiu (sodă de rufe — Na_2CO_3). Într-alt pahar, să pregătim o soluție de piatră vînătă (sulfat de cupru — $CuSO_4$). Să amestecăm, acum, cele două lichide — unul albastru, celălalt incolor, amîndouă

însă transparente. Vom vedea că obținem un lichid opac, prin care nu putem vedea. Din acest lichid se va depune pe fundul paharului, după un timp, carbonatul de cupru, sub forma unui precipitat prăfos.

Carbonatul de sodiu și sulfatul de cupru, reacționînd între ele, își schimbă atomii metalici. Sodiul (Na) de la carbonat trece la sulfat, iar cuprul (Cu) de la sulfat, trece la carbonat:

$$Na_2CO_3 + CuSO_4 = Na_2SO_4 + CuCO_3$$

Se formează astfel sulfat de sodiu, care rămîne dizolvat, și carbonat de cupru care, nefiind solubil, rămîne în stare solidă și se lasă pe fund (sau, cum spun chimiștii „precipită") .

* * *

Am descris mai sus cîteva feluri de reacții chimice. Din ele se poate trage o concluzie foarte interesantă.

Zi de zi, aproape minut de minut, noi facem sau sîntem martorii a numeroase reacții chimice, adesea fără să știm. Cu toții sîntem mai mult sau mai puțin chimiști, fără nici măcar să bănuim. Cînd aprindem un chibrit, cînd ne spălăm pe mîini, cînd vopsim o pînză... facem chimie.

Însușindu-ne regulile chimiei, ne punem singuri la îndemînă o întreagă gamă de noi experiențe, de noi aplicații practice foarte utile.

ANALIZĂ ȘI SINTEZĂ

Obiectul chimiei nu este numai studiul substanțelor din natură, ci și studiul transformărilor pe care le suferă corpurile. Dintre aceste transformări, analiza și sinteza sînt cele mai des întîlnite.

După cum am văzut, analiza urmărește să transforme substanțele complicate în substanțe mai simple. Sinteza, dimpotrivă,

caută să obțină substanțe complicate din substanțe mai simple. Pentru a înțelege mai bine, să facem o analiză foarte cunoscută: electroliza apei. E vorba deci de desfacerea apei în corpurile din care aceasta este formată. Pentru a putea face electroliza

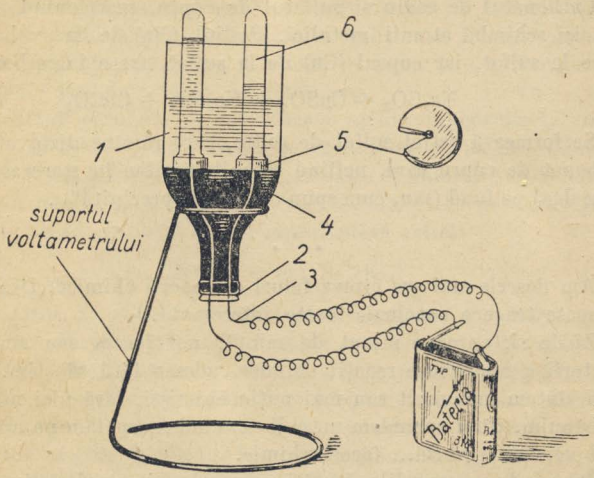


Fig. 17. Voltametru construit de amator:
1 — vas de sticlă; *2* — dop; *3* — sîrmă de sonerie; *4* — smoală sau parafină; *5* — piese din lemn sau cauciuc, *6* — eprubete.

apei, avem nevoie de un aparat simplu numit voltametru, pe care-l putem construi singuri.

Partea principală a voltametrului e un vas de sticlă (1—fig. 17). Pentru a obține acest vas, este suficient să tăiem în jumătate o sticlă de un litru. La construcția voltametrului vom folosi partea cuprinzînd gîtul sticlei; cealaltă parte (fundul) o putem utiliza drept cristalizor. E bine să întrebuințăm o sticlă incoloră. Cum procedăm ca să tăiem sticla aflăm din indicațiile date în

capitolul „Lucrările de laborator". Cu ajutorul unei pile rotunjim apoi marginile tăieturii. Astupăm gîtul sticlei tăiate, cu un dop de plută (2) prin care am trecut două sîrme de sonerie (3). Topim într-un vas parafină, smoală sau ceară (4) și o turnăm în gîtul sticlei, astfel ca sîrmele să fie izolate. Trebuie să avem în același timp grijă să se formeze o suprafață dreaptă. Dintr-o bucată de lemn subțire sau din cauciuc tăiem două piese (5) pe care vor sta eprubetele (6).

În locul vasului de sticlă, tăiat așa cum am arătat, se poate folosi, la fel de bine, o pîlnie mare de sticlă.

Pentru ca voltametrul să poată fi ținut în poziție verticală, vom construi dintr-o sîrmă mai groasă, un suport simplu. Suportul e format din două cercuri legate între ele așa cum se vede în figura 17. Cercul mic, în care se introduce voltametrul, va avea diametrul de cca. 6 cm, iar cercul mare, de bază, de cca. 20 cm.

Iată cum lucrăm cu acest voltametru. Turnăm în vasul voltametrului puțină apă, apoi umplem două eprubete cu apă distilată și le răsturnăm una cîte una, deasupra firelor care ies din parafină. Trebuie să avem însă grijă ca apa din eprubete să nu se scurgă. Legăm după aceea de firele (electrozii) voltametrului două baterii legate în serie: nu vom observa nimic deosebit. Pentru ca să se întîmple „ceva", trebuie să turnăm în apa din voltametru cîteva picături de acid sulfuric. După ce executăm și această operație, vom putea vedea că de la cei doi electrozi încep să se ridice niște bășicuțe. Dar asta nu e totul: de la unul din electrozi se ridică mult mai multe bășicuțe de gaz decît de la celălalt. Peste cîtva timp putem constata că una din eprubete s-a golit de apă, care a fost izgonită de gaze, pe cînd cealaltă mai este încă plină pe jumătate.

În felul acesta am executat electroliza apei.

Știm că o moleculă de apă e formată din doi atomi de hidrogen și unul de oxigen. Așadar, într-una din eprubete trebuie

să avem hidrogen, iar în cealaltă oxigen. Cum putem constata acest lucru? Foarte simplu: hidrogenul arde, dar nu întreține arderea, pe cînd oxigenul nu arde, dar întreține arderea.

Scoatem din voltametru eprubeta golită de apă, ținînd-o numai cu gura în jos. Asta pentru că hidrogenul e mai ușor decît aerul și dacă ținem eprubeta cu gura în sus, gazul din ea se ridică în sus și-l pierdem. Apropiem de gura eprubetei un chibrit aprins: gazul se va aprinde cu o ușoară pocnitură și va arde cu o flacără palidă.

Pentru ca să ne convingem că în cealaltă eprubetă este într-adevăr oxigen, așteptăm pînă se golește de apă, apoi o scoatem din voltametru. De astă dată vom ține eprubeta cu gura în sus, pentru că oxigenul este mai greu decît aerul și nu părăsește eprubeta. Aprindem un chibrit, îl stingem suflînd în el, și cînd nu mai are decît vîrful roșu, îl introducem în eprubetă: chibritul se aprinde dintr-o dată, arzînd cu o flacără puternică.

Trebuie să știți că de fapt electroliza, mai ales în aparate de felul acelora folosite în laboratoarele de amatori, nu decurge cu o viteză prea mare. În afară de aceasta, sursa de curent electric continuu trebuie să fie destul de puternică. În legătură cu aceasta, îmi amintesc de o întîmplare care s-a petrecut cu mulți ani în urmă... pe vremea cînd eram și eu la școală.

Îmi aduc aminte, ca acuma. Mă aflu în fața unei mese de laborator pe care se înalță voltametrul clasic de demonstrație... Iată-i silueta aerodinamică! Împreună cu mine se găsește bunul meu prieten, Radu. Este ora de „lucrări practice de chimie".

— Ce trebuie să facem? întreabă Radu.

— Electroliza apei, răspunde scurt profesorul care, în general, nu este dispus să dea prea multe explicații.

Ne uităm unul la altul. Profesorul ne-a părăsit. Eu dau din umeri.

— E simplu, Radule, — încep. Prin trecerea curentului electric, ionii...

— Asta-i teorie, — mă întrerupe prietenul meu. Ia să vedem mai bine practica!

Ne apropiem de voltametru... și ne cuprinde mirarea. Se vede cît de colo că soluția e gata pregătită ba, mai mult decît atîta — gazele sînt preparate și ele: de o parte hidrogenul, de alta oxigenul.

— O fi făcut mai întîi profesorul experiența, ca să se convingă dacă aparatul merge bine, își dă Radu cu părerea.

— Perfect. Atunci să o repetăm și noi, propun eu.

Zis și făcut. Evacuăm gazele din voltametru, umplînd tot spațiul cu apă acidulată și legăm la cei doi electrozi firele de la niște baterii de lanternă, legate în serie.

— Fenomenul — îmi spune Radu — trebuie să se producă cu degajare de gaz. Vom vedea, deci, cum se ridică de la fiecare pol al voltametrului bășicuțe de gaz.

Un minut tăcere. Ochii noștri sînt ațintiți asupra aparatului.

...Au trecut cinci minute, și cu toate astea n-au binevoit încă să se formeze decît patru bășicuțe de gaz...

...Peste zece minute, un coleg de la masa alăturată, care pînă atunci se ocupase cu prepararea acidului azotic, privește întîmplător voltametrul și exclamă speriat:

— Ce-ați făcut, fraților? Nu cumva ați golit gazele?

— Natural! răspund eu, mîndru.

— Cum adică „natural"? O să vedeți voi ce gălăgie o să vă facă domnul profesor! Gazele sînt preparate de el mai dinainte, iar voi trebuia numai să verificați dacă într-adevăr erau oxigenul și hidrogenul. Cu bateriile astea... nu fabricați voi hidrogen și oxigen nici în două săptămîni!

Îl privesc pe Radu speriat. Radu mă privește pe mine și mai speriat.

— O făcurăm de oaie, fluier eu a pagubă.

Dar, în această clipă, amicul meu are o idee salvatoare.

— A...a... am găsit. Stai așa! Ia vezi, unde-i profesorul?

Îmi rotesc privirea prin sală și văd, în fund, un halat alb aplecat asupra unei mese.

— Bagă de seamă să nu mă observe!

...Și, înhățînd un tub de cauciuc, de pe masă, amicul meu îl potrivește la vîrful unuia din tuburile voltametrului, deschide iute robinetul și suflă înăuntru o cantitate apreciabilă de aer.

— Ăsta a fost oxigenul! mă lămurește el.

Fixînd tubul de cauciuc la celălalt tub de sticlă al voltametrului, Radu suflă o dublă cantitate de aer.

— Hidrogen! zice el laconic.

— Atenție! șoptesc eu.

Căci profesorul terminase de vorbit și se îndrepta agale spre masa noastră.

Simt trecîndu-mă fiori. Fața lui Radu pare să întruchipeze zeița melancoliei...

— Ei, ați văzut cum e alcătuit un voltametru? întreabă profesorul.

— Da, răspundem noi în cor, cu glasul moale.

— Acum — continuă el — vom vedea ce gaze se obțin prin electroliza apei acidulate. Iată, aici, în tubul acesta avem hidrogen care se bucură de proprietatea de a arde, de a putea fi aprins. Hai să facem experiența!

Aprinde un chibrit și pune mîna pe robinet.

Îl deschide.

Tubul se golește încet, iar „hidrogenul" trece pe lîngă chibrit fără să-l bage în seamă.

Figura profesorului exprimă nedumerirea.

— De ce n-o fi ars?

— P...p... poate s-o fi învechit de cînd stă aici, hazardează Radu.

Cu toată situația tragică, sînt pe punctul de a pufni în rîs.

— Da, da, se poate, zice profesorul distrat, fără să protesteze împotriva acestei atît de neplauzibile explicații.

— Bine — continuă el — acum vom încerca oxigenul. Oxigenul, după cum știți, se bucură de proprietatea de a înlesni arderea. Așadar, voi apropia o aschie de lemn cu vîrful abia aprins și veți vedea că, în clipa cînd va trece oxigenul, lemnul va arde cu flacără vie.

Se apropie de voltametru cu aschia și dă drumul robinetului.

Gazul pleacă, iar scînteia se stinge.

Cred și eu; bioxidul de carbon din aerul expirat este în cantitate destul de mare...

— A trecut prea repede, își dă cu părerea Radu, care asistase ca un spectator imparțial.

După asta, însă, două zile nu ne-a mai primit pe la școală. Cică... dădusem dovadă de prea multă ingeniozitate! Așa era pe atunci...

* * *

Înainte de a trece mai departe la alte experiențe, să ne oprim puțin asupra fenomenelor care se petrec în cursul electrolizei.

Dacă un curent electric trece printr-un fir metalic, natura firului nu este schimbată. Așa, de pildă, dacă trimiți curent electric printr-o sîrmă de fier, după trecerea lui, sîrma rămîne tot de fier. Dacă curentul electric trece însă printr-un lichid, de obicei acesta se va transforma și vor lua naștere corpuri noi.

Ce se întîmplă însă? Nu toate lichidele conduc curentul electric. Apa pură nu conduce curentul electric. Este necesar să dizolvăm anumite substanțe (acizi, baze, săruri) pentru ca apa, devenită soluție, să fie bună conducătoare de electricitate. Aceste substanțe se numesc „electroliți". Prin urmare, cînd un curent electric trece printr-o astfel de soluție, transformarea nu o suferă apa sau dizolvantul, ci electrolitul.

Voltametrul este un aparat cu care se poate face electroliza (adică se poate descompune electrolitul).

Știți însă pentru ce trece curentul electric prin apă, după ce am turnat în ea cîteva picături de acid sulfuric — cînd înainte nici gînd n-avea?

Pentru a ne lămuri, să spunem mai întîi cîteva cuvinte despre atomi. Atomii sînt părticele foarte mici de materie care alcătuiesc corpurile și elementele. În centru, atomii au un nucleu, foarte stabil, încărcat cu electricitate pozitivă, iar în jurul acestuia se rotesc, la distanțe mai mari sau mai mici, electronii — sarcini de electricitate negativă.

Și acum... să revenim la electroliză.

Cînd electrolitul se dizolvă în apă, molecula lui se desface (se disociază) în atomii din care este alcătuită — sau dacă nu în toți acești atomi, cel puțin în mai multe grupuri de atomi. De exemplu, sarea (NaCl — formată din atomi de sodiu și de clor) se desface, prin dizolvare, în atomi de Na (sodiu) și de Cl (clor). Acidul sulfuric (H_2SO_4) se desface într-un grup de atomi SO_4 și un grup de atomi de hidrogen (H). I-am numit noi „atomi" însă, de fapt, aceștia nu sînt atomi în toată puterea cuvîntului, pentru că, fie că le lipsește un electron sau mai mulți, fie că au unul sau mai mulți electroni în plus. De exemplu, prin disocierea moleculei de sare (NaCl), clorul atrage un electron (sarcină negativă) de la sodiu care rămîne cu un electron lipsă. Tot așa, grupul SO_4 captează doi electroni de la atomii de hidrogen. Prin urmare, Cl și SO_4, care au acum electroni mai mulți ca de obicei, nu mai sînt atomi, ci ioni negativi (anioni). Ei se înseamnă cu un minus sau mai multe: Cl — (ion negativ de clor); SO_4^{--} (cu două minusuri, pentru că a captat doi electroni de la cei doi atomi de hidrogen). Ceilalți ioni, cărora le lipsesc electroni, sînt pozitivi: Na^+ și H^+ și se numesc cationi.

Prin urmare, ionii sînt atomi sau grupuri de atomi încărcate cu electricitate, obținute prin desfacerea unei molecule de electrolit, prin dizolvare. Această desfacere se numește „disociație electrolitică" (fig. 18).

Ce se întîmplă în clipa cînd dăm drumul curentului electric să treacă printr-un electrolit? La unul din capete (catodul — polul negativ) curentul electric aduce numeroşi electroni, iar la celălalt (anodul — polul pozitiv), electronii sînt în număr insuficient.

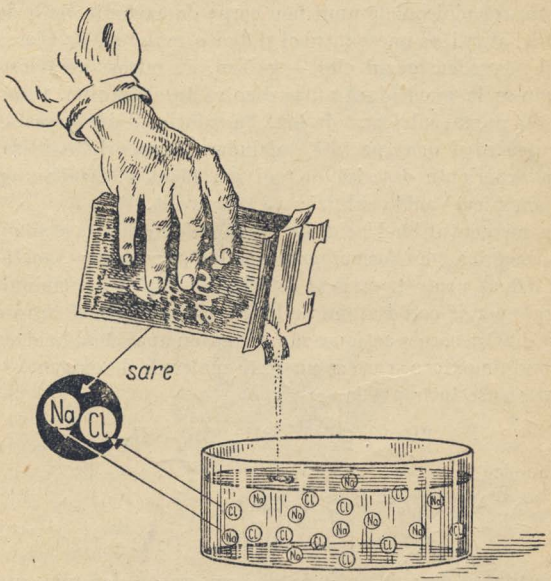


Fig. 18. Aşa s-ar putea reprezenta disociaţia electrolitică a clorurei de sodiu (sarea de bucătărie).

Deci catodul are să atragă din soluţie toţi ionii care n-au destui electroni (ca H^+, sau Na^+ sau în general metalele); aceşti ioni pozitivi, pentru că merg la catod se numesc „cationi". Ionii negativi merg la anod, de care sînt atraşi, pentru a-şi depune electronii în plus; ei se numesc, după cum am mai spus, „anioni".

Așadar, curentul aduce continuu la catod un surplus de electroni. Anodul, în schimb, are prea puțini. Deci, catodul va da cationilor electroni, pe cînd anodul va primi de la anioni electronii. În momentul acesta, ei devin atomi normali, se unesc între ei și formează moleculele unui nou corp; de exemplu ionii de clor, deveniți atomi, se unesc între ei și dau o moleculă de clor. Acum putem să vedem gazul clor — galben, cu miros înecăcios — degajîndu-se la anod (dacă nu se dizolvă în electrolit). Pînă acum el exista numai sub formă de ioni, în soluție, și din această cauză nu putea să-și dea „pe față" niciuna din proprietățile sale.

În experiența descrisă de noi am făcut electroliza apei în care am picat acid sulfuric ca electrolit.

În momentul cînd acidul s-a dizolvat în apă, s-a și disociat în ioni, adică s-au format grupurile SO_4^{--} și H^+ (acidul sulfuric diluat poate fi scris și astfel $2H^+SO_4^{2-}$). În timpul electrolizei apar la catod atomi de hidrogen, iar la anod se formează radicali SO_4, care reacționează imediat cu apa, dînd acid sulfuric și atomi de oxigen, care se unesc în molecule de oxigen.

Iată ce se întîmplă la catod:

$$2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H; \quad 2H \rightarrow H_2$$

și la anod:

$$SO_4^{2-} \rightarrow SO_4 + 2e^-$$

$$SO_4 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + O; \; O \rightarrow 1/2O_2$$

Cantitatea de acid sulfuric nici nu crește, dar nici nu scade în timpul electrolizei. La catod se separă H_2, iar la anod O_2 și anume, numărul moleculelor de O_2 este de două ori mai mic decît numărul moleculelor de H_2 (deci și volumul de O_2 este jumătate din volumul de H_2). Rezultatul este același ca și cum s-ar face electroliza apei, care în sine nu este posibilă, fiindcă apa pură nu conduce curentul electric, așa cum am văzut de altfel la începutul experienței noastre.

Pentru moment, cu asta am terminat cele ce aveam de spus despre electroliză. Vom reveni însă într-alt capitol la această problemă și vom mai face cîteva experiențe.

Cu ajutorul voltametrului am făcut analiza apei. Acum vom căuta să facem sinteza ei. În laboratoarele bine înzestrate, sinteza apei se face cu un aparat special, numit eudiometru.

Într-un laborator de chimist amator, sinteza apei se poate face mult mai simplu, arzînd hidrogen în aer. (Știm că aerul conține circa 20% oxigen).

Hidrogenul se prepară într-o instalație simplă, compusă dintr-o eprubetă și un dop străbătut de un tub subțire, de sticlă, al cărui vîrf e subțiat. Turnăm în eprubetă, de două degete, acid clorhidric și aruncăm în el cîteva bucățele mici de zinc, tăiate dintr-o tablă. Se observă o fierbere puternică, în cursul căreia se produce hidrogen.

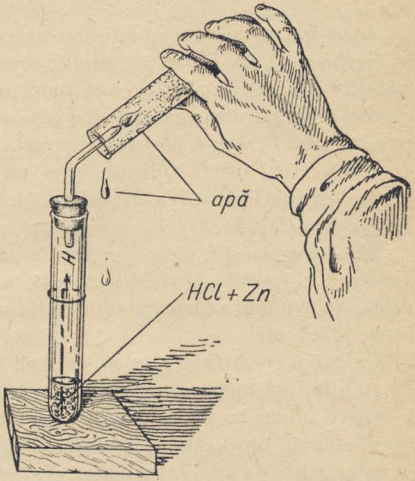


Fig. 19. Prin arderea hidrogenului în aer se formează apă. Încercați această experiență simplă.

Lăsăm puțin timp să iasă gazul, așa ca să se elimine și aerul din eprubetă, apoi punem la gura eprubetei dopul cu tub. Să dăm foc gazului ce iese din tub. Dacă luăm acum o eprubetă curată și o ținem cu gura în jos deasupra flăcării (fig. 19) pereții ei se aburesc și se formează chiar picături de apă.

În felul acesta am făcut sinteza apei. Arzînd în aer, hidrogenul s-a combinat cu oxigenul și a format apa.

OXIGENUL ȘI ARDERILE

Adeseori, în industrie, este nevoie ca două bucăți de metal să fie foarte bine lipite: de pildă, capetele de șină sau barele metalice ale unui pod. Cea mai bună sudură, cea autogenă, se capătă topind însuși metalul din care este alcătuit obiectul pe care-l lipim. Pentru a topi însă un metal este nevoie, în general, de temperaturi foarte ridicate, care nu se pot obține decît cu flacăra oxiacetilenică, ce dezvoltă o temperatură mai mare de 3000 grade Celsius.

Flacăra oxiacetilenică, după cum se știe, se obține arzînd acetilenă în oxigen. Acetilena aprinsă în aer nu dă o flacără prea caldă; în schimb, arderea acetilenei în oxigen produce o flacără foarte fierbinte.

Oxigenul constituie, așadar, un mediu prielnic pentru ardere. El nu este însă întrebuințat numai în industrie. În fiecare spital se găsesc tuburi cu oxigen, folosite pentru a readuce la viață pe unii bolnavi. Aerul care ne înconjoară cuprinde o parte de oxigen la patru părți de azot (aproximativ); această proporție este suficientă pentru omul sănătos. Sînt însă unii bolnavi, în stare foarte gravă, cărora nu le mai ajunge oxigenul din aer și au nevoie de oxigen curat.

Din aceste două exemple ne putem da seama de însemnătatea oxigenului, gazul care întreține arderea și de care organismul nostru are atîta nevoie. Orice chimist amator își poate prepara, într-o eprubetă, din cîteva materiale ușor de găsit, acest gaz important și îl poate folosi în multe experiențe spectaculoase.

Pentru a prepara oxigenul, trebuie să ne folosim de o substanță care-l conține; aceasta este de la sine înțeles. Trebuie

apoi să aplicăm acestei substanțe un anumit tratament, astfel ca ea să cedeze tot oxigenul pe care-l cuprinde sau măcar o parte din el. Tratamentul aplicat de chimiști corpurilor oxigenate, pentru obținerea oxigenului, este de obicei încălzirea.

Printre corpurile oxigenate folosite mai des pentru obținerea oxigenului se află cloratul de potasiu ($KClO_3$) și oxidul roșu de mercur (HgO). Cloratul de potasiu, încălzit, lasă să plece oxigenul pe care-l cuprinde, astfel că rămîne numai clorul și potasiul sub formă de clorură de potasiu. Iată ecuația chimică:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

Experiența se face foarte simplu. Punem, într-o eprubetă uscată, un vîrf de cuțit de clorat de potasiu — un praf alb, care se găsește ușor la farmacii. Adăugăm apoi o cantitate de două ori mai mică de bioxid de mangan — un praf negru. Scuturăm bine și apoi încălzim eprubeta la o flacără mică, de exemplu la flacăra unei lămpi de spirt.

Bine — veți spune — dar de unde știm noi că s-a format oxigenul? Oxigenul nici nu se vede, pentru că e străveziu ca și aerul, și nici nu are miros.

O simplă experiență ne indică prezența acestui gaz. Luăm un chibrit, îl aprindem, îl lăsăm să ardă o clipă și apoi îl stingem. La capătul chibritului rămîne un vîrf încă roșu. Introducem acest vîrf în eprubetă: ca printr-o minune, chibritul se aprinde la loc cu o flacără puternică și luminoasă! Cum minuni nu există, trebuie să găsim o explicație: oxigenul este partea din aer care întreține arderea. În eprubetă el se găsește mult mai concentrat decît în aer, așa încît poate aprinde la loc chibritul aproape stins.

Sînt numeroase metode prin care putem căpăta oxigenul. Astfel, ne putem folosi de apa oxigenată (H_2O_2) care cuprinde oxigen în cantitate destul de mare, combinat cu hidrogenul. O parte din acest oxigen poate fi „dezlipit" de hidrogen, cu ajutorul unor reacții chimice. Astfel, dacă presărăm într-un pahar

cu apă oxigenată puțină pulbere neagră de bioxid de mangan, vom putea constata imediat degajarea oxigenului, folosind tot un chibrit aproape stins, ca mai sus. Iată și ecuația chimică:

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$$

Tot din apa oxigenată, putem „extrage" oxigenul și în felul următor: punem într-o eprubetă apă oxigenată, adăugăm apoi aceeași cantitate de acid sulfuric diluat și aruncăm înăuntru cîteva cristale de permanganat de potasiu. Oxigenul care se degajă poate fi identificat cu ajutorul chibritului cu un vîrf aprins.

Desigur că ați remarcat faptul că pentru a prepara oxigenul — atît din clorat de potasiu, cît și din apă oxigenată — am folosit și bioxid de mangan (MnO_2). La ce a folosit această substanță? A luat parte în reacție? De loc. Ea este un catalizator, adică un accelerator al reacției, care înlesnește reacția fără ca el să sufere transformări.

Oxigenul poate fi folosit pentru cîteva experiențe foarte frumoase. În acest scop, trebuie însă mai întîi să-l strîngem în sticluțe și, pentru aceasta, vom proceda în felul următor.

Umplem o eprubetă cu o linguriță de clorat de potasiu și adăugăm puțin bioxid de mangan. Scuturăm eprubeta pentru a amesteca cele două prafuri și o fixăm într-un stativ, deasupra unei lămpi cu spirt. Astupăm eprubeta cu un dop de cauciuc sau de plută, prin care trece un tub de sticlă, la care adaptăm un tub de cauciuc. Tubul de cauciuc va intra sub apă, într-un cristalizor (castron) plin cu apă. În acest castron vom pune cîteva sticle, pline cu apă și întoarse cu gura în jos (fig. 20).

Începem să încălzim eprubeta, așteptăm puțin, pentru ca tot aerul care se găsea în eprubetă și tub să fie izgonit de oxigen și apoi, „culegem oxigenul în sticle". Aceasta se face foarte ușor, ținînd sticlele pline cu apă, cu gura în jos, deasupra capătului tubului de cauciuc. Din tubul de cauciuc ies bule de gaz, care se ridică în sticle și izgonesc apa, luîndu-i locul.

Luați prima sticlă, puneți-o pe masă și introduceți în ea un chibrit cu o licărire roșie la un capăt. Chibritul se va aprinde din nou, cu o flacără mare. Aceasta dovedește că sticla este plină cu oxigen. Și acum să verificăm afirmația multor chimiști, după

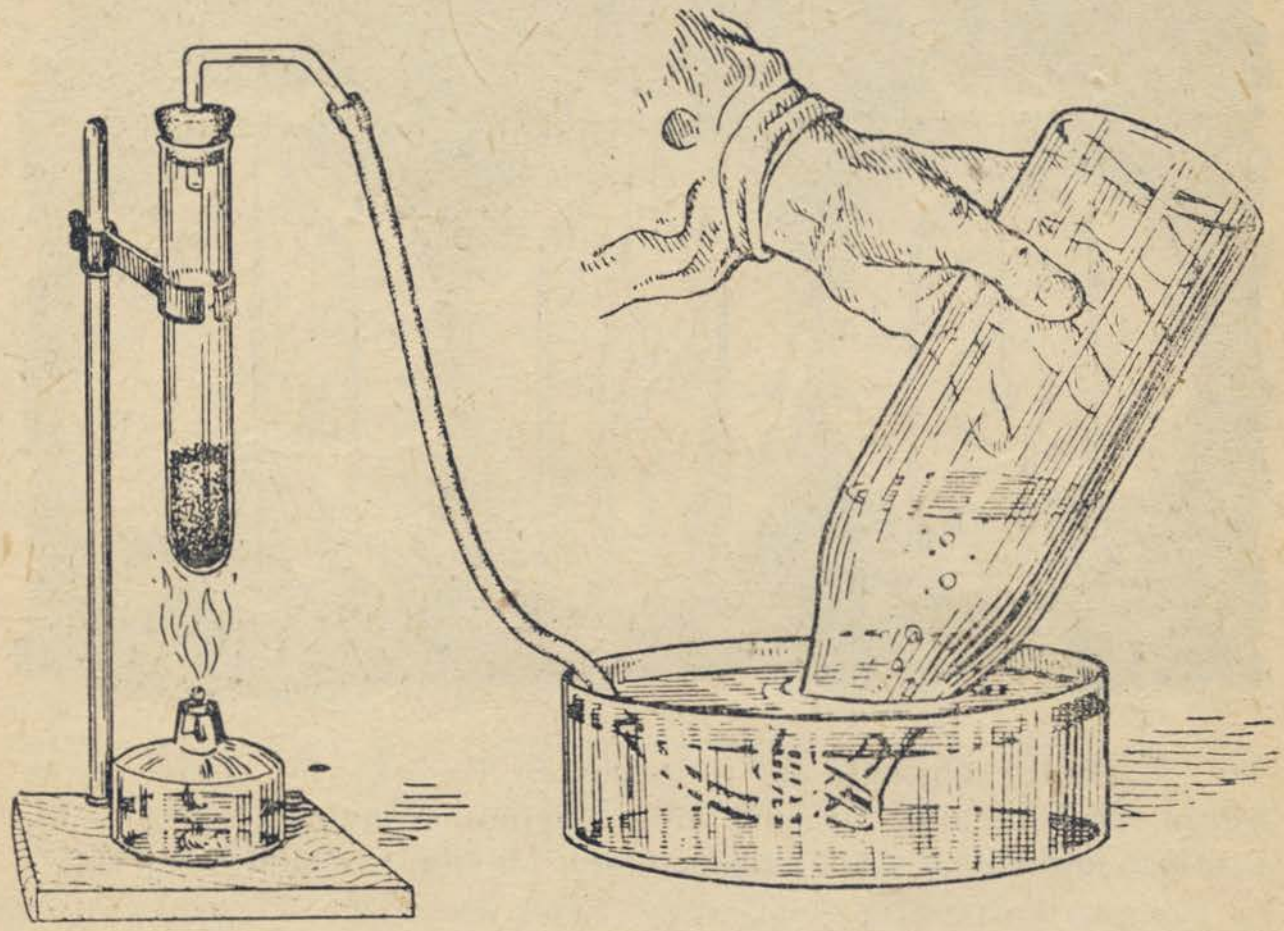


Fig. 20. Oxigenul poate fi preparat din clorat de potasiu și bioxid de mangan folosind instalația de mai sus. Oxigenul va goni treptat apa din vas luîndu-i locul.

care oxigenul oferă cele mai spectaculoase și mai frumoase experiențe. Astfel, să punem o mică bucată de sulf (pucioasă) într-o linguriță și să o aprindem: ea va arde cu o flacără mică, albăstruie, puțin luminoasă. Să aruncăm acum aceeași bucată de sulf aprins într-una din sticluțele umplute cu oxigen: ea va forma dintr-o dată o flacără mare, luminoasă, albastră, foarte puternică. După ardere, în sticluță rămîne un fum cu miros sufocant (bioxidul de sulf, SO_2). Înainte de începerea experienței să păstrăm pe

fundul flaconului puțină apă. După ardere, scuturăm flaconul, așa ca apa să dizolve gazul care a luat naștere. Dacă înmuiem în această soluție niște hîrtie albastră de turnesol, ea se va înroși.

Fig. 21. Multe substanțe ard în oxigen cu flacără vie. Astfel (de la stînga spre dreapta) carbonul arde răspîndind multă căldură și lumină, sulful cu flacără strălucitoare, iar fierul cu multe scîntei.

Oxizii metaloizilor dau cu apa acizi (în cazul de față, acid sulfuros), ecuația chimică ne arată acest lucru:

$$S + O_2 = SO_2$$

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

Tot într-una din sticluțele pline cu oxigen, putem încerca să ardem și fierul. Luăm o sîrmuliță lungă de fier, foarte subțire, ca acelea folosite pentru repararea siguranțelor electrice. Înfășurăm acest firicel de fier în spirală și-i legăm la un capăt o mică bucată de plută. Capătul celălalt îl înfigem într-un dop de plută. Aprindem bucățica de plută și apoi scufundăm repede

firul într-una din sticlele pline cu oxigen. Pluta începe să ardă puternic, înroșind vîrful firului de fier. Fierul încălzit se aprinde la rîndu-i, arzînd cu mare lumină și zvîrlind în toate părțile scîntei și părticele de fier ce se încrustează pe fundul sticlei. Ele sînt formate din oxid de fier (Fe_3O_4).

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$$

Un alt metal care arde cu o flacără foarte frumoasă este magneziul. Magneziul dă o lumină mare chiar atunci cînd arde în aer liber. Cînd, însă, este aprins în oxigen, lumina pe care o împrăștie devine de-a dreptul orbitoare. Pentru a face experiența (în cazul cînd aveți magneziu), introducem într-un flacon plin cu oxigen o spirală alcătuită dintr-o panglică de magneziu la capătul căreia am fixat un fitil. După ardere, se formează oxid de magneziu:

$$2Mg + O_2 = 2MgO$$

Să aducem acum tubul pe unde iese oxigenul, în fundul unei eprubete uscate și să o umplem cu oxigen. Aruncăm înăuntrul eprubetei puțină pulbere de zinc. Aprindem apoi pulberea cu un ac înroșit în foc și astupăm imediat eprubeta cu un dop de vată pregătit dinainte. Metalul arde cu o flacără foarte frumoasă și se transformă în oxid. La fel putem face experiența cu praf de cupru.

În sfîrșit, și cărbunele arde cu lumină mare în oxigen. Introducînd într-un flacon cu oxigen un cărbune încălzit în flacără, așa ca să se înroșească, îl vedem arzînd și producînd multă căldură și lumină. Se consumă iute și se stinge cîte puțin. În sticlă ia naștere bioxidul de carbon (CO_2), care se poate recunoaște cu apă de var, după cum vom arăta într-un capitol următor.

$$C + O_2 = CO_2$$

Într-o lingură de ars, să punem cîteva picături de alcool (spirt). Aprindem alcoolul cu un chibrit și scufundăm ingura de

ars într-un flacon cu oxigen. Alcoolul arde dintr-o dată, cu o flacără mare și luminoasă.

Turnînd în flacon apă de var, aceasta se va tulbura, ceea ce dovedește că alcoolul cuprinde carbon. Acest carbon, combinîndu-se cu oxigenul, a dat bioxid de carbon.

În toate experiențele de mai sus, oxigenul se combină cu substanțele care ard, formînd oxizi. Și în aer substanțele de mai sus formează oxizi, prin ardere, dar arderea nu se petrece cu atîta violență.

Combinațiile oxigenului cu alte elemente se numesc oxizi, iar procesul prin care se formează aceștia, poartă numele de oxidare. Sînt numeroase substanțe care conțin oxigen atît de mult, încît pot oxida alte substanțe. Printre acestea se numără cloratul de potasiu, permanganatul de potasiu, apa oxigenată etc. Ele se numesc oxidanți — substanțe cu care am făcut cunoștință mai înainte.

În oxigen, orice flacără este mult mai vie și devine foarte luminoasă. Chiar și flacăra unei lumînări se face strălucitoare. Să fixăm într-o lingură de ars sau într-o sîrmă o lumînare. S-o aprindem și s-o introducem într-un pahar sau flacon, plin cu oxigen. Lumînarea va arde cu o flacără vie, de parcă-ar fi un bec electric!

Spuneam la începutul acestui capitol, că oxigenul este de nelipsit arderilor. Din experiențele de pînă acum am văzut că el face ca flăcările să fie mult mai vii. Se pune problema: cît oxigen se găsește în aer? Noi am arătat că el atinge aproximativ 20% din aer. Dar... prin ce experiențe se poate dovedi aceasta?

În cărțile vechi de chimie este descrisă în legătură cu aceasta o experiență despre care se spune că e „clasică", dar care în realitate este complet greșită. Iat-o:

„Umpleți un cristalizor cu apă. Tăiați dintr-un dop de plută o rondelă, o puneți să plutească la suprafața apei și așezați deasupra acestei rondele o mică bucată de lumînare pe care o aprindeți.

Acoperiți acum totul cu un cilindru. După puțină vreme, lumînarea se va stinge, iar apa se va ridica cu o cincime în cilindru."

După cum spuneam, această experiență, așa cum e descrisă, nu ne demonstrează nimic. Recunosc, s-ar putea să decurgă exact așa cum ați citit. Dar asta nu e decît o întîmplare, o potriveală!

Într-adevăr, gîndiți-vă că, potrivit acestei descrieri, ar însemna că lumînarea se stinge după ce a consumat tot oxigenul, și că din cauza vidului parțial, astfel format, aerul din afară împinge apa în cilindru, egalînd astfel presiunile.

În realitate, însă, trebuie să știm un lucru: că flacăra lumînării nu poate arde, de obicei, atunci cînd oxigenul (care în mod normal reprezintă cam 20% din aer) a scăzut sub 14%. Pe de altă parte, este adevărat că oxigenul se consumă; dar în locul lui se formează un alt gaz — bioxidul de carbon, rezultat din combinarea carbonului din lumînare cu oxigenul. De asemenea, iau naștere și vapori de apă. În sfîrșit, aerul din cilindru e încălzit de flacără. Și, după cum se știe, aerul încălzit... se dilată. Iată deci cîteva cauze care schimbă complet aspectul experienței și fac, după cum spuneam, ca ea... să nu mai dovedească nimic!

Să descriem o experiență mult mai sigură, care arată ce procent de oxigen se găsește în aer. Pentru aceasta, folosim un lacom „mîncător de oxigen": o substanță numită pirogalol, care se combină foarte ușor cu oxigenul. Într-o mică eprubetă, punem cîteva cristale de pirogalol și 10—15 picături de hidroxid de potasiu.

Închidem eprubeta cu un dop străbătut de un tub de sticlă. Tubul de sticlă are adaptat un tub de cauciuc, perfect închis cu o clemă. Agităm bine eprubeta timp de 3—4 minute. Apoi punem capătul tubului de cauciuc într-un vas cu apă și deschidem clema. În tub se va aspira apă. Dacă măsurăm cantitatea de apă absorbită, vom constata că ea reprezintă o cincime (20%) din spațiul eprubetei — deci spațiul care fusese ocupat de oxigenul absorbit de pirogalol. În aparatele de tip Haldane, folosite în

laboratoare, analiza aerului se face tot cu ajutorul aceleiași însușiri ale pirogalolului.

În sfîrșit o experiență foarte interesantă prin neprevăzutul ei. Hidrogenul, aprins la ieșirea sa dintr-un tub ascuțit, arde în oxigen; dar, reciproc, dacă avem o eprubetă mare, plină cu hidrogen, și o ținem cu gura în jos, putem — după ce aprindem hidrogenul la gură — să introducem înăuntru un tub ascuțit la capăt pe unde se scurge un curent de oxigen: flacăra produsă la gura eprubetei prin arderea hidrogenului se continuă în contact cu oxigenul care iese din tubul introdus în eprubetă.

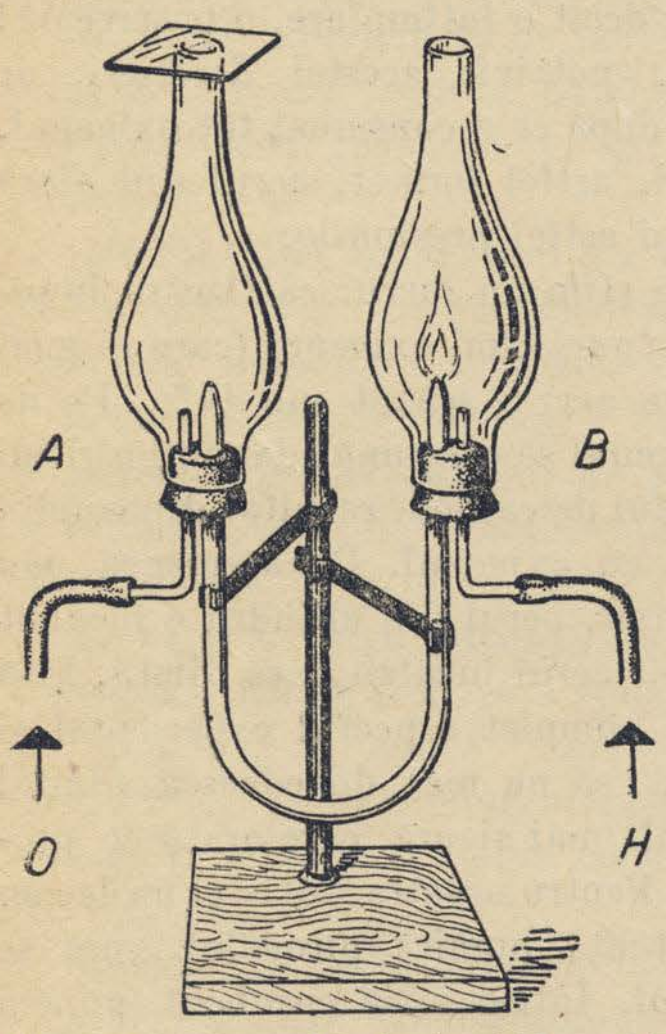


Fig. 22. Oxigenul arde în hidrogen!

Experiența se mai poate face în felul următor: un tub de sticlă de 1 cm diametru, îndoit în formă de U, și subțiat la cele două extremități ale sale, este fixat în niște dopuri (fig. 22), care sînt traversate fiecare de cîte un mic tub de sticlă. Printr-unul din ele aducem oxigen, printr-altul hidrogen. Pe aceste dopuri se adaptează două sticle de lampă, A și B. Gonim printr-un curent de hidrogen aerul din sticla B, care se acoperă apoi cu o mică lamă de sticlă. Hidrogenul, nemaiputînd să iasă prin partea de sus a lui B, este gonit și se degajează prin extremitatea A a tubului îndoit. Îl aprindem aici și în același timp dăm drumul curentului de oxigen prin tubul O. Dacă atunci mutăm în A lama de sticlă care-l închide

pe B, oxigenul gonește flacăra, care trece prin tubul mare, îndoit în B și... oxigenul arde în hidrogen!

În sfîrșit experiența aceasta se poate face în al treilea fel (fig. 23). Luăm un flacon mare (de 2 litri, de exemplu), cu

Fig. 23. O altă experiență cu arderea oxigenului în hidrogen.

gîtul larg (6 cm diametru în mijlociu) și două tuburi A și B.

Priviți acum figura 23.

Prima ilustrație (stînga): prin A, trimitem hidrogen timp de vreo zece secunde.

A doua ilustrație: aprindem gazul la ieșirea sa din borcan.

A treia ilustrație: trimitem prin B oxigen, apoi introducem tubul B în borcan. Oxigenul se aprinde în contact cu flacăra hidrogenului și începe să ardă.

Toate experiențele descrise mai sus ne aduc o descoperire aparent „senzațională": că oxigenul „arde"! Cărțile de chimie subliniază faptul că oxigenul întreține arderile, însă rar veți găsi pomenite aceste experiențe atît de interesante.

De altfel, cele de mai sus sînt niște împrejurări excepționale. Strict vorbind, o flacără este o reacție vie între două gaze; dar, în practică, cuvîntul „combustibil" se înțelege în legătură cu oxigenul, considerat cu mediu în care „se face arderea".

Ozonul este o formă „alotropică" a oxigenului. Ce poate să însemne aceasta? Atomul de oxigen este unul și același.

Știm că, în general, atomii se întovărășesc între ei sau cu alți atomi, pentru a forma molecule. Cînd molecula este formată din atomi de același fel, corpul este simplu. Cînd molecula e formată din atomi diferiți, e vorba de un corp compus.

Atît oxigenul cît și ozonul sînt corpi simpli, pentru că molecula lor este formată dintr-un singur fel de atomi: atomii de oxigen.

În corpul numit oxigen, însă, moleculele sînt formate din doi atomi de oxigen: O_2. În corpul numit ozon, moleculele sînt formate din trei atomi de oxigen: O_3.

Am văzut ce arderi frumoase se pot face în oxigen; am aflat că aceste arderi violente sînt datorite faptului că, într-un borcan de oxigen, oxigenul e aproape pur, deci într-o cantitate de cinci ori mai mare decît este în aer. În aer, amestecul de azot cu oxigen face ca arderile (oxidările) să nu se realizeze chiar atît de repede și de brusc.

Ne închipuim cu ușurință că aceste arderi se vor înteți și mai mult dacă lucrăm cu ozon, care concentrează într-o moleculă trei atomi de oxigen, în loc de doi ca la corpul simplu oxigen.

Astfel, în ozon se poate aprinde de la sine benzina, spirtul; metale ca, de pildă, argintul se oxidează imediat.

Înainte de a trece la o serie de experiențe interesante, să preparăm hîrtie ozonometrică.

Fierbem puțină apă într-o eprubetă și punem în ea foarte puțin amidon (scrobeală) pisat; astupăm cu un dop și amestecăm bine. Filtrăm amestecul printr-o pîlnie cu filtru și culegem lichidul limpede în altă eprubetă. Dizolvăm în el un grăunte de iodură de potasiu. Tăiem mai multe fîșii de hîrtie de filtru, suficient de lungi ca să poată ajunge pînă în fundul eprubetei. Înmuiem

Aprindem o lumînare, o lăsăm să ardă cam un minut și în vreme ce suflăm în ea, ca s-o stingem, apropiem repede de fitil, fără să-l atingem, capătul vergelei înmuiat în amestecul din capsulă. Lumînarea se reaprinde. Repetăm experiența cu același succes.

Apropiem vergeaua de sticlă înmuiată în amestecul din capsulă de fitilul unei lămpi neaprinse: lampa se aprinde singură.

Punem cîteva picături de eter într-un borcan de sticlă. Scuturăm borcanul de cîteva ori și vîrîm în el vergeaua de sticlă înmuiată în amestecul din capsulă. Vaporii de eter se aprind.

Presărăm puțină floare de pucioasă (sulf) peste amestecul din capsulă, pucioasa se aprinde îndată sau dacă amestecăm cu vergeaua.

O picătură de amoniac vărsată într-un flacon de oxigen ozonizat se oxidează și produce fum alb de azotit de amoniu.

O experiență ușoară este și următoarea: colorăm cu indigo o foaie și o purtăm deasupra capsulei: indigoul se decolorează.

Dacă amestecul din capsulă nu mai reacționează, facem în altă capsulă un amestec proaspăt, cum s-a arătat, și lucrăm cu acest amestec. După experiențe punem îndată capsulele într-un vas mai mare cu apă, ca să se curețe bine.

Să trecem acum la o experiență pe care am putea-o intitula: „scîntei sub apă"! Să fixăm bine, într-un suport (stativ), o eprubetă uscată și să o scufundăm pînă la jumătate într-un borcan cu apă (fig. 24). Să punem apoi în eprubetă, cu o pipetă coborîtă pînă în fundul ei, 4 cm^3 de acid sulfuric concentrat. Pereții de sus ai eprubetei nu trebuie udați.

Deasupra acidului, să adăugăm un strat de spirt, de 4 cm^3, avînd grijă să evităm amestecul celor două lichide. Pentru aceasta vom ține pipeta lipită chiar pe peretele eprubetei. Dacă lichidele se amestecă, ele se încălzesc puternic și o parte din amestec poate țîșni afară. Trebuie deci să fim foarte prevăzători și să ținem un carton în dreptul feței.

Să aruncăm acum un mic cristal de permanganat de potasiu în eprubetă. În scurtă vreme vom observa, la limita dintre spirt și acid, niște scîntei și o schimbare de culoare a lichidelor. Scînteile apar fără întrerupere, vreme de un sfert de oră. La sfîrșit, cînd terminăm experiența, golim eprubeta într-un vas mare cu apă, ferindu-ne din nou fața.

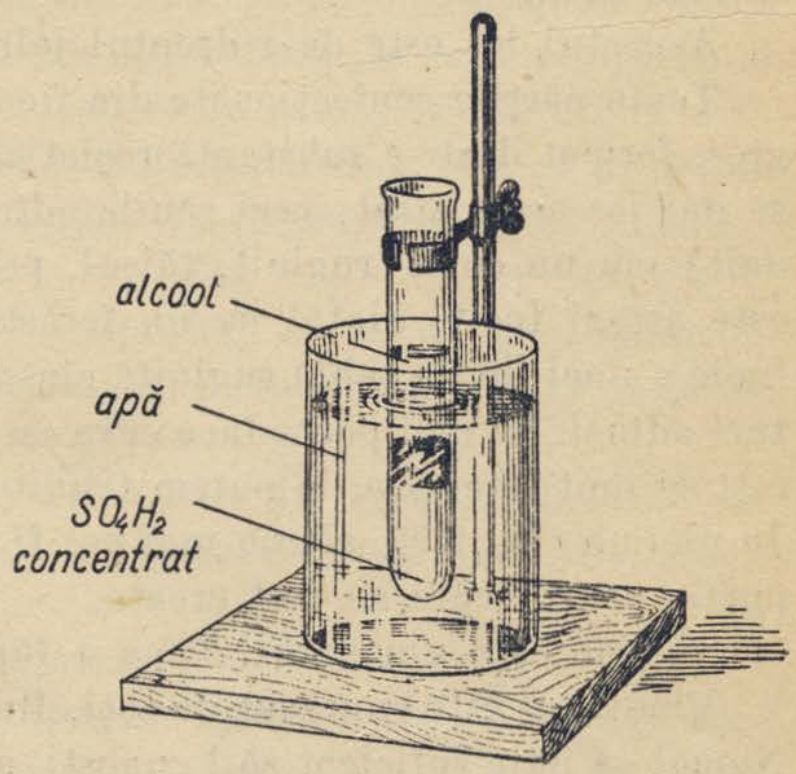


Fig. 24. Scîntei sub apă.

Și aici este vorba de oxidări violente, datorite ozonului care a luat naștere în eprubetă, din reacția dintre permanganatul de potasiu și acidul sulfuric.

Precum ați văzut la început, în experiențele înșirate mai sus, din permanganatul de potasiu și acidul sulfuric concentrat s-a dezvoltat ozon. Culoarea hîrtiei „ozonometrice" (reactiv special al ozonului), înnegrirea argintului și toate aprinderile se datoresc oxidării energice, produse de ozon.

În toate aceste reacții, molecula de ozon formată din trei atomi se împarte, pe de o parte într-o moleculă de oxigen formată din doi atomi, și pe de altă parte într-un atom liber, care — fiind singur — caută să se combine îndată cu violență cu corpul întîlnit.

Ozonul este folosit în industrii pentru albitul rufelor, sterilizarea apelor, îmbătrînirea artificială a vinurilor, fabricarea uleiurilor sicative și pentru fabricarea vanilinei prin oxidarea unui alcool.

Ați văzut vreodată o mașină veche, părăsită într-un șanț? Ați privit o unealtă, un clește, un ciocan, uitate într-o magazie, într-un beci?

Aspectul lor este de-a dreptul jalnic!

Toate părțile confecționate din fier sînt acoperite de un strat gros, format dintr-o substanță roșiatică-negricioasă. Cînd încerci să dai jos acest strat, vezi rănile adînci, săpate în metal. La o daltă sau un cuțit ruginit, tăișul, pe vremuri neted și ascuțit, este astăzi tocit, dințat ca un ferăstrău știrb. Pe fața cîndva lucie a unei foi de tablă ruginită sînt acum numai găuri și scobituri adînci. Se mai poate face ceva cu aceste rămășițe, cu aceste resturi mutilate? Da, le putem trimite la oțelărie, să fie topite. În nici un caz, însă, ele nu mai pot fi utilizate, ca atare, în scopurile pentru care au fost create.

Și cine este vinovatul? Cine a făptuit aceste ravagii?

Vinovatul este cunoscut de toți. Rugina! Iată cine e de vină. Numai că nu e suficient să-l cunoști pe vinovat, trebuie să știi și cum să-l pedepsești, să-l împiedici de a mai face rele și în viitor. Și, în cazul ruginei, asta este cu mult mai greu. Pentru că apariția ruginei nu este altceva decît înfăptuirea unei reacții chimice. Cîți dintre chimiștii amatori care citesc această carte nu s-au plîns de faptul că unele din experiențele încercate de ei nu le reușesc cum trebuie!

Ei bine, de astă dată ar fi cazul să ne plîngem de contrariul — de reușita perfectă a tuturor experiențelor involuntare, în cursul cărora fierul este atacat de cel mai mare dușman al lui — rugina.

Mari pagube poate face această rugină. În fiecare an, ea distruge pe întregul pămînt bunuri în valoare de miliarde și miliarde de lei. O statistică arată că din anul 1890 și pînă în 1923 s-au extras 1760 de milioane de tone de fier. Din acestea,

vreo 20 milioane de tone, deci mai mult ca 1%, au fost pierdute datorită ruginirii.

Ce este aşadar rugina? Să examinăm lucrurile mai de aproape.

Oxizi şi... oxizi. Nu numai fierul, dar cele mai multe dintre metale sînt atacate, dacă-s lăsate în aer liber, neprotejate. Pentru unele din ele, acest strat subţire de oxid care ia naştere reprezintă însă un aliat de nepreţuit. Astfel, de pildă, la aluminiu, zinc şi magneziu, pătura de oxid este de nepătruns, este ca un fel de „manta impermeabilă" ce apără de distrugere metalul care a îmbrăcat-o.

Oxidul de zinc format la suprafaţa tablei de zinc, oxizii de magneziu şi de aluminiu născuţi pe metalele respective le feresc de acţiunea oxigenului.

Nu tot aşa stau însă lucrurile cu fierul. Acesta formează nişte oxizi care nu-l mai feresc de acţiunea aerului. Mai mult, chiar, aceşti oxizi conţin apă.

Dar... despre ce substanţe chimice este vorba?

Nu este nevoie să amintim niciunui cititor că oxidul unui metal este alcătuit, din punct de vedere chimic, din alăturarea unui număr de atomi de oxigen la atomul metalului respectiv. Formula ruginei de fier variază foarte mult, după împrejurări; pentru cei care vor, totuşi, să o cunoască, putem spune că rugina de fier corespunde formulei generale: $x.FeO$, $y.Fe_2O_3$, $z.H_2O$. Vedem că rugina de fier este alcătuită dintr-un amestec de oxid feric şi feros, la care se adaugă şi un număr de molecule de apă, toate foarte variabile, de la caz la caz.

Prin ruginire, greutatea fierului se măreşte. Aceasta e uşor de explicat, căci oxigenul şi apa adăugate la fier îi măresc greutatea: 100 de kilograme de fier, după ruginirea lor completă, dau peste 300 de kilograme de rugină!

Se vorbeşte despre „rugină" şi „ruginire" numai cînd e vorba de fier sau de oţel: „rugina" celorlalte metale e numită în general „oxid".

Şi acum, cîteva experienţe. Cum se petrece ruginirea? Iată o întrebare la care răspunsul ne va fi dat de cîteva experienţe foarte simple.

Să luăm o lamă de ras şi s-o ţinem cu un cleşte în partea neluminoasă, dar foarte caldă, a flăcării, adică în vîrful ei. Oţelul se va acoperi destul de repede cu o pieliţă foarte subţire de oxid, care la început are marginile galbene, apoi roşii şi la sfîrşit albastre.

Stratul subţire de oxid albastru este alcătuit din oxid de fier, Fe_3O_4, oxid care se formează şi atunci cînd părticele aprinse de fier ard în aer sau în oxigen.

Pătura de oxid formată prin încălzire se deosebeşte destul de mult de rugina de fier obişnuită. Acest oxid nu poate fi străbătut de aer şi astfel, apără fierul de rugina sa obişnuită. Este deci un oxid asemănător cu cel de magneziu, aluminiu sau zinc.

Ruginirea obişnuită se petrece altfel decît oxidarea prin căldură, descrisă mai sus. Ruginirea are loc chiar la temperatura obişnuită şi nu dă nici un strat de oxid albăstrui-negricios, bine fixat, ci dimpotrivă un amestec gălbui, neregulat aşezat, incontinuu, din oxizi ce conţin apă şi hidroxid de fier.

Ca orice proces chimic şi ruginirea este accelerată prin încălzire. De aceea, cînd vremea este caldă şi umedă, ruginirea se face extrem de repede. În schimb, în aer rece şi uscat, fierul rămîne aproape neatins.

Iată acum o altă experienţă care dovedeşte că pentru ruginire este necesară apa.

Să umplem o farfurioară cu apă şi să aşezăm alături de ea cîteva fire subţiri, de oţel, din acelea care se folosesc de obicei pentru curăţatul parchetului. Punem apoi deasupra, peste amîndouă, ca un fel de capac, un cristalizor sau o farfurie mai mare din sticlă. După o zi, pe firele de oţel va apare oxid de fier de culoare brună, în timp ce firele de oţel din aerul liber vor rămîne aproape neatinse.

Explicația este simplă: pentru ca oxidarea aă aibă loc sînt necesari vaporii de apă. Aceștia s-au putut aduna în cantitate mai mare sub cristalizor și de aceea, oțelul de acolo s-a oxidat mai repede. Cazanele de aburi, care rămîn mai multă vreme neîntrebuințate, sînt prevăzute cu vase ce conțin clorură de calciu, un corp „hidrofil"ce atrage apa. În ele, rugina nu se mai produce, din lipsă de apă.

O altă experiență. Să umplem o farfurioară sau o capsulă cu acid clorhidric sau azotic, chiar impur, să punem alături cîteva fire subțiri de oțel și să acoperim totul cu un cristalizor. Chiar numai după cîteva ore, totul va fi ruginit, în timp ce pe oțelul lăsat în aer liber nu se va vedea nici o schimbare. Ruginirea este accelerată de vaporii acizi. Bine, o să spuneți, dar în aer se găsesc oare acizi? Pentru ruginirea obișnuită ajunge chiar și acidul slab format de bioxidul de carbon din aer. Astfel, să înmuiem sîrmă curată în apă de var și să o închidem într-o sticlă goală.

Sîrma nu mai ruginește, pentru că apa de var neutralizează acidul carbonic. Acizii mai puternici, ca acidul clorhidric sau azotic, grăbesc foarte mult ruginirea. De aceea ruginesc aparatele de fier în laboratoarele de chimie unde se dezvoltă mulți vapori acizi. Penițele ruginesc și ele, pentru că cerneala conține puțin acid.

Natural — chiar atît de firesc, încît adesea se neglijează — pentru oxidare este nevoie și de oxigenul din aer; de aceea, firele de oțel păstrate în vase fără aer, pline cu bioxid de carbon, nu ruginesc. Să înfundăm puține fire de oțel într-o eprubetă și s-o punem cu gura în jos, într-un pahar cu apă. După cîteva zile, apa va urca în eprubetă, pentru că prin ruginirea firelor de oțel, oxigenul a fost întrebuințat și a rămas un loc gol.

O altă experiență care dovedește că aerul — mai precis, oxigenul din aer — este folosit pentru formarea ruginei, este următoarea:

Să luăm un cilindru gradat cu capacitatea de 50—100 de cm^3. În fundul său introducem un ghem de sîrmă. Scufundăm apoi cilindrul cu gura în jos, într-un cristalizor plin cu apă, așa cum se vede în figura 25. Vom observa, după cîteva zile, că apa se va ridica în cilindru deasupra nivelului apei din cristalizor. Putem măsura, cu ajutorul unei rigle, că apa care s-a ridicat în cilindru reprezintă cam o cincime (20%) din spațiul liber al cilindrului. E lesne de înțeles ce s-a întîmplat. Ruginind, sîrma de fier a absorbit oxigenul din cilindru. Golul rămas a făcut ca presiunea aerului dinafara cilindrului să fie mai mare decît presiunea aerului rămas în cilindru. Aerul dinafară, apăsînd asupra apei, a făcut-o să se ridice în cilindru, pînă la egalarea presiunilor.

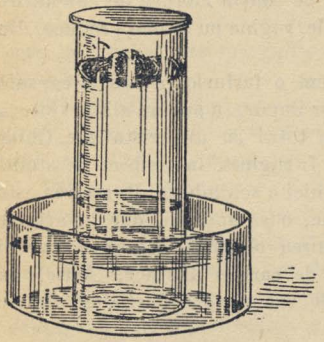


Fig. 25. Fierul se combină cu oxigenul din cilindru, astfel ca apa din cristalizor se ridică în cilindru pentru a ocupa golul lăsat de oxigen.

Această experiență dovedește, deci, că prin ruginire sîrma a absorbit oxigenul.

Și acum, o altă experiență simplă:

Să introducem fire strălucitoare de oțel în apă sărată sau într-o soluție de clorură de magneziu. Vom vedea că firele de oțel vor rugini cu mult mai repede decît în apa obișnuită de robinet; sarea înlesnește, într-adevăr, ruginirea. Așa se face că la mare sau în apropierea lacurilor sărate, obiectele de fier sau oțel ruginesc foarte repede.

Lupta împotriva ruginii. Iată-ne, așadar, la capătul unui șir de experiențe în legătură cu felul cum se formează rugina.

Ce învățăminte putem trage din aceste experiențe, din care unele sînt de altfel foarte cunoscute și descrise în multe cărți de chimie?

Putem, din aceste experiențe, să deducem care sînt cele mai bune mijloace de luptă împotriva ruginii.

Mai întîi, e clar că toate obiectele de fier sau de oțel trebuie păstrate în camere uscate. Dacă, întîmplător, ele s-au udat, va fi necesar să le uscăm cît mai repede. Astfel, un cuțit sau un briceag cu care am tăiat fructe trebuie șters imediat. Gîndiți-vă că în fructe se găsesc mulți acizi organici și, după cum au arătat experiențele noastre, acizii grăbesc foarte mult procesul de ruginire.

Să zicem că avem unele obiecte sau aparate de fier sau oțel pe care nu le întrebuințăm pentru moment și pe care vrem să le păstrăm în bună stare. O rezolvare destul de bună a acestei probleme este ca aceste obiecte să fie învelite într-o hîrtie îmbibată în soluție de oxid de magneziu. Pentru ce oxid de magneziu? Iată pentru ce. În contact cu bioxidul de carbon din aer, ia naștere carbonat de magneziu, adică bioxidul de carbon din aer este fixat și nu mai poate accelera ruginirea:

$$MgO + CO_2 \rightarrow MgCO_3$$

De asemenea, oxidul de magneziu atrage umezeala din aer și o păstrează asupra-i.

O metodă bună pentru a feri cuțitele, obiectele tăioase de oțel de acțiunea distrugătoare a ruginii, este ungerea lor cu un strat subțire de vaselină solidă. Aceasta împiedică contactul direct cu aerul și în acest fel, înlătură ruginirea care, după cum ne-au arătat experiențele noastre, nu se poate petrece în absența oxigenului. În același fel acționează și vopselele. Ele feresc de rugină toate obiectele de fier, care trebuie lăsate în aer liber. Așa, de pildă, gardurile de fier, mașinile agricole, vehiculele trebuie vopsite pentru a împiedica ruginirea.

În ce privește această vopsire trebuie cunoscute cîteva principii simple. Vopseaua nu se aplică niciodată peste rugină. Mai întîi, rugina se înmoaie cu petrol și se curăță cu un cuțit. Suprafața metalică va fi apoi bine ștearsă cu o cîrpă înmuiată în terebentină sau petrol. Îndată ce fierul s-a uscat, se aplică un strat de bază format din „miniu roșu", cum îi zic vopsitorii sau oxid de plumb (Pb_3O_4) cum îl numesc chimiștii. Miniul roșu e de obicei amestecat cu ulei. Apoi, se aplică stratul de vopsea propriu-zis.

Există alte mijloace și mai bune pentru ferirea obiectelor de fier și de oțel de ruginire și anume acoperirea lor cu un strat extrem de fin dintr-un alt metal a cărui oxidare nu este distrugătoare. Așa se practică, de pildă, cromarea — adică acoperirea cu un strat subțire, dar foarte rezistent de crom — nichelarea, zincuirea etc. Dar despre asta vom vorbi în alt capitol.

În sfîrșit, un mijloc foarte bun este folosirea de oțeluri inoxidabile, oțeluri în compoziția cărora se găsesc în cantitate mică anumite elemente ce le dau aceste însușiri neprețuite. Dat fiind însă că în acest fel, prețul de cost crește destul de mult, astfel de oțeluri inoxidabile nu se utilizează decît în scopuri limitate.

Iată, așadar, cîteva date sumare în legătură cu rugina și cu felul cum o putem combate.

6. *CHIMIA APEI*

Toată apa de pe pămînt se confundă, din punct de vedere practic, cu aceea a oceanelor, care întrece un miliard de miliarde de tone (adică, cu aproximație, șase miimi din greutatea întregii noastre planete). Volumul oceanelor este de treisprezece ori mai mare decît acela al pămîntului, care se găsește deasupra nivelului mării.

Apele naturale sînt deci formate, procentual, în cea mai mare parte din apa de mare. Trebuie totuși să adăugăm apa de ploaie (care este cea mai pură dintre toate) și apele terestre (izvoare, rîuri, puțuri).

Se pune adeseori întrebarea: din ce este alcătuită apa de mare? Și întotdeauna se răspunde: din sare, sulfat de magneziu, carbonat de sodiu etc. În realitate, aceasta nu este întotdeauna adevărată. Este cu mult mai corect să dăm compoziția apei de mare în ioni, căci solidele care se pot extrage depind de felul în care lucrăm. Se poate admite în mijlociu, la litru de apă de mare, următoarea compoziție:

Anioni de clor (Cl^-)	19,2 g;
Anioni sulfurici (SO_4^{--})	2,7 g;
Anioni carbonici (CO_3^{--})	0,1 g;
Anioni de bron (Br^-)	0,1 g;
Cationi de sodiu (Na^+)	10,7 g;
Cationi de magneziu (Mg^{++})	1,3 g;
Cationi de calciu (Ca^{++})	0,5 g;
Cationi de potasiu (K^+)	0,4 g;

Ajungem, astfel, la un total de solide de 35 de grame la litru. Se calculează ușor că apa din toate oceanele de pe glob conține 30 de milioane de miliarde de tone de sare marină, adică o pătură care ar putea să acopere cu o grosime de 200 de metri toate continentele. Sărurile din mări provin din apele dulci, care se varsă în ele.

Iată un paradox care totuși devine evident, după puțină gîndire. Apele de ploaie se scurg sub formă de rîuri, care dizolvă materiile minerale din calea lor; aceste materii se adună în mare, dat fiind că soarele evaporă numai apa, nu și sărurile. Sărurile din mări ne oferă, deci, un mijloc destul de bun pentru a aprecia vîrsta pămîntului (adică timpul care a trecut de cînd planeta noastră s-a răcit).

Apa joacă un rol considerabil în industriile de vopsele, săpunuri, materii textile, hîrtie, zahăr, fermentative etc.

Care sînt condiţiile pe care trebuie să le îndeplinească apa potabilă, apa „de băut"? Ea trebuie să fie incoloră şi fără miros, răcoroasă (între 8° şi 18°), aerisită, puţin mineralizată, cu gust plăcut. Ea nu trebuie să conţină nici corpuri organice, nici germeni patogeni.

Să trecem acum iute în revistă cele cîteva experienţe succesive, care sînt necesare pentru a pune în evidenţă materiile dizolvate într-o apă naturală.

1. Substanţele organice se recunosc cu o soluţie de permanganat de potasiu la care s-a adăugat o picătură de acid sulfuric. Corpurile organice sînt oxidate şi permanganatul violet se decolorează.

2. Anionii de clor sînt puşi în evidenţă de precipitatul lăptos, care se formează cînd adăugăm o soluţie de azotat de argint.

3. Anionii sulfurici precipită alb cu o soluţie de clorură de bariu.

4. Cationii de sodiu sînt identificaţi prin colorarea în galben a flăcării.

5. Cationii de calciu dau cu o soluţie de acid oxalic un precipitat alb de oxalat de calciu.

Orice împrejurare (evaporare, fierbere) care permite eliminarea bioxidului de carbon provoacă o precipitare de calcar (carbonat de calciu). Astfel se întîmplă în tuburile şi conductele de apă; aşa se formează stalactitele şi stalagmitele în peşteri.

Şi acum să începem experienţele.

Iată un pahar care cuprinde la prima vedere şi... superficial, apă limpede şi curată. Desigur, o puteţi bea fără grijă, însă ea cuprinde tot felul de impurităţi. Într-adevăr, una dintre cele mai însemnate proprietăţi ale apei este puterea de a dizolva neînchipuit de multe substanţe. De aceea, apa cea mai curată, la prima vedere, cuprinde în realitate corpuri străine — solide şi gazoase.

Chiar și sticla se dizolvă în apă — nu prea mult, dar suficient spre a fi pusă în evidență printr-o experiență simplă.

Iat-o! Puneți cîteva fragmente de sticlă într-o piuliță de porțelan și umeziți-le cu cîteva picături de apă distilată. Sfărîmați apoi sticla și adăugați o picătură sau două dintr-o soluție de fenolftaleină. Fenolftaleina este un indicator, care în mediu acid (adică în prezența ionilor de H^+) este incoloră, pe cînd în mediu bazic (în prezența ionilor de OH^-) ia o colorație roz-roșiatică. Iată că acum apare o colorație roză, care dovedește că sticla s-a dizolvat și a cedat apei ioni alcalini.

Pare surprinzător, deci, dar nu încape, în urma acestei experiențe, nici o îndoială asupra faptului că orice pahar se subțiază după fiecare întrebuințare. E drept foarte puțin, dar se subțiază!

Apa de ploaie dizolvă și ea. Dizolvă bioxidul de carbon, amoniacul și vaporii de sulf din aer și atunci cînd atinge pămîntul, nu mai e apă curată, ci este o „soluție". Soluția aceasta se îmbogățește și mai mult dizolvînd mineralele din scoarța pămîntului.

Faptul acesta — e nevoie s-o mai spunem! — are o deosebită importanță pentru viața de toate zilele. O apă ce cuprinde fier sau mangan strică țevile și pătează rufele la spălat. O apă cu calciu și magneziu în mare cantitate face să se consume prea mult săpun la spălat, iar în industrii, acolo unde e nevoie să se producă aburi, mineralele din apă formează o coajă ce se depune pe pereții cazanelor, împiedicînd căldura să-și facă drum și producînd un consum enorm de combustibil.

Această crustă — depusă pe cazane din cauză că apa are dizolvate prea multe substanțe minerale, săruri — este vinovată și de exploziile ce se întîmplă uneori. Tabla cazanelor, nemaifiind în contact direct cu apa, se înroșește la un moment dat, apa reușește să se înfiltreze printre săruri și, în contact cu tabla înroșită, se transformă pe dată în vapori; vaporii produși brusc,

în cantitate atît de mare, au o presiune formidabilă, care deteriorează prin explozie cazanul.

În laboratorul său simplu, cu cîteva aparate şi chimicale la îndemînă, chimistul amator poate compara uşor apa provenită de la diferite izvoare şi poate descoperi care e cea mai bună pentru spălat.

Apa „dură", care cuprinde cantităţi mari de calciu şi magneziu, e cea mai puţin recomandabilă. Săpunul, în acest caz, nu-şi desăvîrşeşte opera sa de curăţare, decît după ce o bună parte din el s-a combinat cu mineralele din apă şi le-a izolat sub formă de precipitat.

Se pierde astfel prea mult săpun.

Spre a încerca duritatea apei, dizolvaţi o bucată de săpun bun de mărimea unei bucăţele de zahăr, în 100 cm^3 de alcool — — care poate fi foarte bine alcool denaturat. Săpunul se va dizolva mai repede dacă totul e ţinut la cald — altfel e nevoie de o zi sau două.

După prepararea soluţiei alcoolice de săpun, filtraţi-o şi măsuraţi din ea numai 10 cm^3, pe care-i diluaţi după aceea în 100 cm^3 de alcool denaturat. Soluţia de săpun rezultată are concentraţia potrivită pentru experienţele pe care le vom face.

Într-o sticlă, vărsaţi 50 cm^3 din apa care trebuie încercată. Soluţia de săpun preparată o puneţi apoi într-o biuretă de unde îi daţi drumul să curgă în sticlă, dar numai picătură cu picătură. Scuturaţi sticla din cînd în cînd. Continuaţi operaţia pînă cînd se formează o spumă care rămîne la suprafaţa apei şi nu dispare timp de cinci minute. Notînd diviziunea biuretei la începutul şi la sfîrşitul operaţiei, puteţi şti de cîtă soluţie de săpun a fost nevoie spre a îndepărta mineralele din apă, ceea ce permite aprecierea durităţii relative a apei. Dacă 50 cm^3 de apă dintr-un alt izvor cer, de pildă, de două ori mai multă soluţie de săpun, înseamnă că această probă de apă este de două ori mai dură decît cea dintîi. Apa distilată, care este apa cea mai curată cu putinţă,

va cere numai o jumătate de centimetru cub din soluția de săpun spre a forma spuma despre care vorbim.

O experiență și mai simplă, pentru a compara două ape, este următoarea (fig. 26). Luăm două sticle, umplute pe jumătate: una, (cea din stînga) cu apă mai dură, și alta (cea din dreapta) cu apă mai puțin dură. Dacă turnăm și într-una și în cealaltă aceeași cantitate de săpun (în praf sau răzuit) și dacă agităm, observăm următoarele rezultate: apa dură face puțină spumă — sau aproape de loc și rămîn 60 pînă la 80% grunjuri, deci săpun consumat degeaba. În sticla cu apă mai puțin dură, dimpotrivă, spuma este groasă, grunjurile lipsesc; așadar, se face economie de săpun.

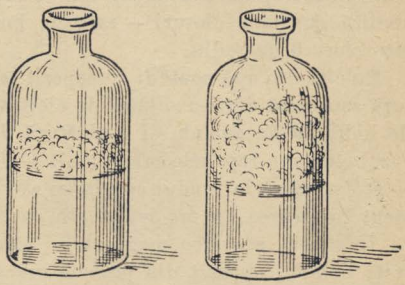


Fig. 26. O experiență simplă care ne arată, prin comparație, dacă o apă este mai mult sau mai puțin dură decît alta.

Știți că în apa de la robinet se găsesc săruri de fier, de calciu, de magneziu?

Fierul din apă poate fi descoperit evaporînd 50 sau 100 cm^3 de apă pînă cînd nu rămîne din ea decît o jumătate de centimetru cub. Adăugați apoi o picătură sau două de acid clorhidric concentrat. Culoarea galbenă, care se formează, poate fi datorită fierului.

Pentru mai bună siguranță, adăugați o picătură de acid azotic și încă o picătură sau două de sulfocianură de amoniu. Dacă se formează o culoare roșie, putem fi siguri că apa cuprinde fier.

De multe ori, în apa de la robinet se poate găsi și clorură de sodiu (sare de bucătărie). O picătură dintr-o soluție de azotat de argint, pusă în zece sau cincisprezece centimetri cubi de apă, acidulată mai înainte cu o picătură sau două de acid azotic, va produce un precipitat alb de clorură de argint dacă apa luată spre analiză cuprinde cloruri — sare de bucătărie, de pildă, care este clorură de sodiu.

Calciul din apă poate fi descoperit, adăugînd, pe rînd, o picătură sau două dintr-o soluție de clorură de amoniu, o picătură de hidroxid de amoniu și o picătură de oxalat de amoniu. În cazul cînd apa cuprinde calciu mult — ceea ce nu-i de fel de dorit — se formează la fundul eprubetei sau al paharului în care am făcut încercarea un precipitat alb de oxalat de calciu.

În sfîrșit, căutarea magneziului este ceva mai dificilă. Filtrați lichidul obținut din probele precedente — pentru căutarea clorurilor și a calciului — și adăugați în lichidul limpede, care va rămîne, o soluție de fosfat de amoniu. Dacă se formează un precipitat alb, aceasta e probabil fosfatul de magneziu-amoniu — care dovedește prezența magneziului. Adesea, precipitatul se formează greu și spre a-l ajuta să apară, frecăm pereții interiori ai paharului sau ai eprubetei cu o vergea de sticlă.

Proprietățile fizice ale apei, ca și proprietățile chimice pot prilejui experiențe interesante. La presiunea atmosferică de la nivelul mării, apa fierbe, transformîndu-se în vapori, la 100°C. Contrar părerii obișnuite, apa care fierbe clocotind, nu este mai fierbinte decît apa care fierbe liniștit. Faceți apa să clocotească într-un pahar, iar dintr-altul lăsați doar să iasă aburi. Două termometre puse în ambele pahare vor arăta aceeași temperatură.

De altfel, aceasta este și de așteptat. Una din legile fizicii spune: „la aceeași presiune, o substanță pură fierbe la o anumită temperatură, iar în cursul fierberii păstrează mereu aceeași temperatură".

Creşterea sau coborîrea presiunii înconjurătoare schimbă temperatura de fierbere a apei. Dacă aţi astupa o sticlă cu apă cu un dop prin care trece un termometru şi aţi pune apa să fiarbă, mercurul ar arăta o temperatură de peste 100°C, din cauza presiu-

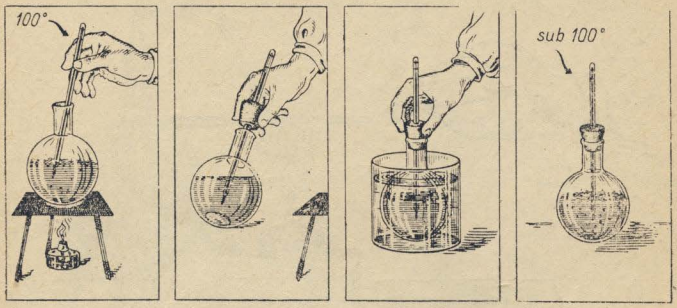


Fig. 27. Apa poate fierbe şi sub 100° C!

nii pe care o exercită asupra apei vaporii adunaţi în sticla astupată. Nu prelungiţi experienţa, căci vaporii pot arunca dopul cu putere!

În schimb, dacă presiunea din sticlă e redusă, temperatura de fierbere scade. Experienţa este de astă dată neprimejdioasă şi uşor de făcut. Fierbeţi mai întîi apa într-o sticlă fără dop. Luaţi apoi sticla de la foc şi astupaţi-o cu un dop prin care trece un termometru. Afundaţi sticla cu grijă în apă rece, agitînd conţinutul pentru a împiedica sticla să crape. Veţi vedea, cu surprindere, că apa va continua să fiarbă, şi o privire aruncată termometrului va dovedi că fierberea se face, în acest caz, la presiune redusă, sub 100°C (fig. 27).

În condiţii normale, fierberea are loc la 100°C. Dar aceasta nu înseamnă că vaporii nu pot fi încălziţi şi mai mult, „supraîncălziţi", cum se spune. Cu vapori supraîncălziţi puteţi face o serie de experienţe.

Pentru a prepara vapori supraîncălziți din vaporii obișnuiți astupați sticla în care încălziți apa, cu un dop prin care trece o țeavă de sticlă sau de metal în formă de L. Prin încălzirea apei din sticlă iau naștere vapori. Vaporii aceștia pot fi supraîncălziți,

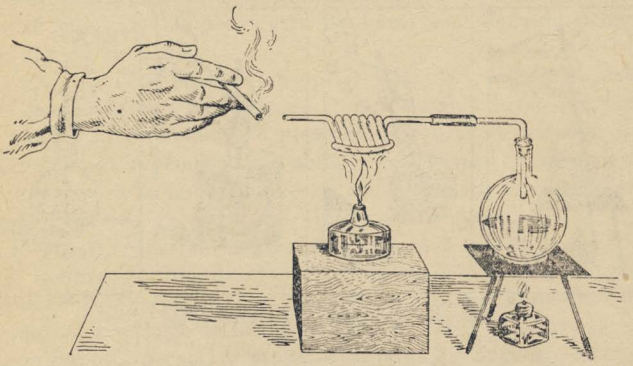


Fig. 28. Vaporii supraîncălziți pot aprinde o țigare.

făcîndu-i să treacă printr-o țeavă de cupru, încălzită separat și fixată la capătul exterior al țevii în L. Această spirală este încălzită cu o lampă de gaz. Aburii ce ies de la capătul spiralei sînt astfel supraîncălziți.

După ce aparatul este pus în funcțiune, țineți o foiță de plumb în calea vaporilor (invizibili) care ies din țeava supraîncălzitorului.

Foița se topește imediat.

O bucată de cositor de sudat, pe care cad aburii supraîncălziți, se topește și curge ca apa. Hîrtia obișnuită este și ea distrusă, iar o țigară se aprinde ca și cum la capătul supraîncălzitorului ar fi un chibrit. Puteți face astfel o scamatorie uimitoare pentru neinițiați (fig. 28).

În sfîrșit, o ultimă experiență pentru a dovedi cît aer se găsește într-o apă oarecare. Punem apă într-o sticlă astupată cu un dop de cauciuc, prin care trece un tub de sticlă ce duce într-o eprubetă plină cu apă de robinet, răsturnată într-un vas cu apă

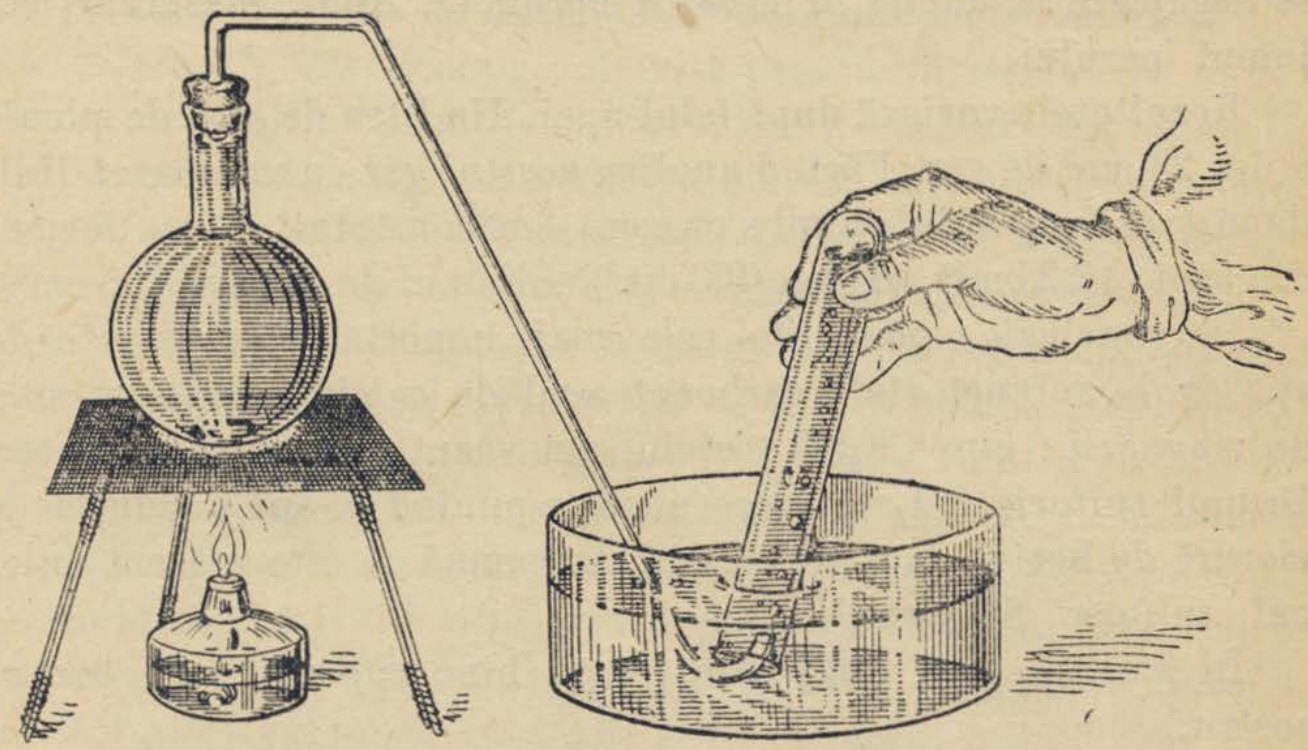


Fig. 29. Apa conține o cantitate de aer dizolvat în ea.

(fig. 29). La începutul lucrării, întreg aparatul trebuie să fie plin cu apă, așa ca să nu existe nici o bășicuță de aer. Se încălzește apoi sticla. Știm că un corp încălzit dizolvă mai puțin aer decît cînd e rece. Aerul dizolvat în apă este pus în libertate și trece în eprubeta răsturnată în care este cules.

Veți fi uimit de volumul mare de aer care se va aduna. Să însemnăm pe eprubetă, cu cerneală, locul pînă unde a coborît nivelul apei, gonită și înlocuită cu aerul din sticla încălzită. Cantitatea aceasta de aer poate fi măsurată la sfîrșitul experienței, umplînd eprubeta pînă la acest punct cu apă, și apoi măsurînd apa într-un cilindru gradat . Experiența se poate urmări în figura 29. Balonul, de aproximativ un litru, este umplut cu apă și închis de un dop pe care-l traversează un tub, și el plin

cu apă, ajungînd într-o baie cu apă. Încălzim apa; ea se dilată și se revarsă în parte la suprafața băii, în curînd apar băşicuțele cu gaz, care pleacă din fundul balonului. Atunci, punem o eprubetă plină cu apă deasupra deschiderii tubului; gazul care se degajează se adună în această eprubetă. Apoi, măsurăm volumul aerului.

Rezultatele variază după felul apei. Un litru de apă de ploaie a dat 23 cm^3 de gaz. Făcînd analiza acestui gaz cu un aparat Haldane (vezi capitolul despre oxigen) am constatat că era format din azot (14,2 cm^3), oxigen (8,3 cm^3) și bioxid de carbon (0,5 cm^3).

În concluzie, materiile cele mai importante dizolvate în apa de la robinet sînt: carbonat acid de calciu; carbonat acid de magneziu; gips Ca_4SO (calciul am văzut cum se recunoaște.) Grupul sulfuric SO_4^{--} se recunoaște punînd în apă o soluție de clorură de bariu; dacă se tulbură, înseamnă că este prezent anionul sulfuric SO_4^{--}.

În general, apa dură este foarte bine suportată de corpul nostru.

Sînt dovezi că oamenii din regiunile unde apa cuprinde mai mult calciu și magneziu sînt mai rezistenți, fracturile li se vindecă mai repede și suferă puțin de anemii. În schimb, ea este foarte puțin economică și nu este bună pentru spălat.

7. *CHIMIA LUPTĂ CONTRA FOCULUI*

Controlat cum trebuie, focul este una din reacțiile chimice cele mai utile, dar dacă a scăpat de sub controlul nostru, devine un agent de distrugere îngrozitor. Cu toată propaganda pentru evitarea incendiilor și pentru echipamentul modern al pompierilor, focul face nenumărate victime anual și aduce pagube imense. În medie, în întreaga lume, statisticienii arată că un incendiu serios izbucnește la fiecare jumătate de oră.

Cele mai multe incendii mari sînt la început neînsemnate. Ele ar putea fi ușor împiedicate, dacă ar fi combătute de la început. Lupta împotriva diferitelor tipuri de mici incendii nu este altceva decît o simplă problemă de chimie. Trebuie să atragem atenția, însă, că metoda întrebuințată pentru un anumit incendiu nu este întotdeauna potrivită pentru un alt fel de foc.

Toate incendiile obișnuite sînt rezultatul unei oxidări rapide. Pentru ca această oxidare să se poată petrece, trebuie să se îndeplinească două condiții: substanța trebuie încălzită pînă la temperatura la care se aprinde, și este necesar să aibă la dispoziție oxigen suficient. În consecință, dacă putem reduce temperatura substanței care arde, sub punctul de aprindere sau îi putem întrerupe sursa de oxigen (aerul), focul va înceta.

Cele mai importante metode pentru stingerea incendiilor sînt prin urmare răcirea și înăbușirea. Fie unul, fie celălalt, fie amîndouă, pot fi folosite; asta depinde de tipul de incendiu.

Orice incendiu ar putea fi, deci, stins ușor, la început. Cum? Cred că puteți răspunde cu toții. Cel mai ușor mijloc este să împiedicăm oxigenul din aer să vină în contact cu obiectul care arde.

Dacă nu mai este oxigen, focul nu mai arde — căci arderea este chiar combinarea oxigenului cu substanța respectivă. Așadar, dacă aruncăm o pătură groasă peste un obiect care arde, îl stingem.

Pompierii chemați să stingă focul, potolesc flăcările aruncînd apă din tuburile lungi de cauciuc. Apa este cel mai bun mijloc pentru stingerea focului. Ea acoperă focul și nu mai îngăduie aerului să ajungă la acesta și să-l hrănească cu oxigen. În același timp, ea răcește substanța care arde.

Acest fapt poate fi demonstrat cu ajutorul unui aparat simplu de stins focul. Aparatul se compune dintr-un tub de cauciuc, lung de vreo 50 de cm, la capătul căruia prindem o pîlnie, ca în figura 30. La celălalt capăt al tubului fixăm un tub subțiat. Puneți un cîrlig de rufe pe tubul de cauciuc, spre capătul

cu tub de sticlă și umpleți pîlnia cu apă. Dacă ridicați pîlnia mai sus, presiunea apei devine mai mare și va țîșni mai puternic.

Dăm foc unei grămezi de hîrtie într-o farfurioară de tablă, care a fost așezată pe pămînt, în curte. Cînd hîrtia a început să

Fig. 30. Un aparat simplu de stins focul.

ardă puternic, o stropim cu apă. Mișcînd tubul încoace și încolo, vom stinge numaidecît focul, și veți vedea cu cît de puțină apă!

Un incendiu poate fi adeseori stins prin efectul de răcire al apei fără un contact direct între apă și materialul care arde. Pentru a demonstra aceasta, topiți niște ceară într-un căpăcel de metal și continuați să încălziți ceara pînă cînd vaporii ard continuu după ce i-ați aprins cu un chibrit. Apucați apoi căpăcelul cu un clește și introduceți-l cu îngrijire, aproape pînă la margini, într-un vas cu apă rece (aveți grijă să nu vărsați apa peste ceara fierbinte, căci va împroșca peste tot!). În scurtă vreme,

flacăra va deveni mai mică, apoi va pîlpîi și, în fine, se va stinge — aceasta, deoarece apa a scăzut temperatura cerii sub punctul său de aprindere.

Cele mai multe aparate de stins focul se bizuie pe răcirea și înăbușirea pe care o provoacă bicarbonatul de sodiu, presărat pe flacără. El se descompune în bioxid de carbon, un gaz care nu întreține arderea. Experiența este descrisă într-un capitol următor.

După cum am arătat, apa este un stingător excelent pentru combustibili obișnuiți, dar ea poate face mai mult rău decît bine atunci cînd o aruncăm deasupra unor lichide aprinse (petrol, benzină). Dat fiind că apa e mai grea, ea se scufundă sub aceste lichide, adesea făcîndu-le să se reverse și să întindă incendiul.

Puteți dovedi aceasta printr-o serie de experiențe simple. Pentru toate experiențele, puneți o mică cutie de tablă (cutie de conserve) în mijlocul unei plăci de azbest sau pe pămînt, în curte. Umpleți-o aproape pînă sus cu apă și apoi turnați deasupra puțină benzină (întrebuințați numai cantități foarte mici de benzină și faceți experiențele în aer liber).

Cînd aprindeți benzina, focul va părea formidabil, dar el poate fi stins cu ușurință, acoperind cutia cu un căpăcel, o carte sau chiar cu un carton. Turnați apă peste foc și lichidul aprins se va revărsa dincolo de cutie. Dacă e utilizată impropriu, chiar și tetraclorura de carbon (substanță chimică principală întrebuințată în stingătoarele obișnuite de perete) va fi ineficace și va împrăștia mai departe focul. Îndreptată asupra flacării într-un șuvoi continuu, tetraclorura de carbon va străbate stratul de benzină aprins și nu va avea nici un efect. Dar dacă șuvoiul e îndreptat spre suprafața cutiei, deasupra benzinei aprinse, tetraclorura de carbon se va risipi în picături mici, pe care căldura le va evapora. Vaporii incombustibili vor înăbuși focul.

Bioxidul de carbon și bromura de metil sînt mijloacele cele mai eficace pentru înăbușirea unui foc de petrol. Din aceste două

substanțe, bromura de metil e mai scumpă, dar e mai eficace decît bioxidul de carbon. Despre utilizarea bioxidului de carbon, în aceste scopuri, vom vorbi într-un capitol următor.

Să încheiem cu o rețetă practică.

Dacă Moș Gerilă vă vizitează casa anul acesta și vă e teamă să nu ia foc, va fi bine să faceți barba și hainele ignifuge. Preparați un amestec de 30 g carbonat de sodiu, 30 g carbonat de amoniu, 30 g acid boric și 20 litri de apă. Fierbeți și udați cu această soluție materialul din care-i confecționați veșmintele.

Acest amestec este bun pentru a face ignifuge orice materiale care ar fi amenințate să ia foc.

UN GAZ UȘOR

De astă dată, vom începe direct cu o experiență.

Luăm o eprubetă — curată și uscată, lucrul acesta nu trebuie uitat niciodată! — și o umplem cam pînă la un sfert cu o soluție diluată de acid clorhidric, format dintr-o parte de acid clorhidric concentrat și trei părți apă. Adăugăm în eprubetă cîteva bucățele de zinc. Vom observa o „fierbere" intensă. Apropiem de gura eprubetei un chibrit aprins: se aude o pocnitură ușoară și apare o flacără.

Desigur că ați bănuit despre ce este vorba. Este vorba de gazul hidrogen. Iată și ecuația chimică:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$$

Hidrogenul arde, dar mai are încă o caracteristică interesantă: este un gaz ușor, mult mai ușor decît aerul (de 14,5 ori). Să dovedim acest lucru.

Punem într-o eprubetă o soluție diluată de acid clorhidric și bucățele de zinc. Apoi, luăm o altă eprubetă mai largă, pe care o întoarcem cu gura în jos și o umplem cu hidrogen, introducînd în ea gura primei eprubete. După aceea o întoarcem iarăși

cu gura în sus. Aprindem un chibrit și îl apropiem de gura ei: nu se va întîmpla nimic. Aceasta dovedește că hidrogenul este mai ușor decît aerul și că atunci cînd am întors eprubeta cu gura în sus, el a părăsit-o ridicîndu-se în aer. Ca să ne convingem, n-avem decît să repetăm din nou experiența, dar de data aceasta să nu mai întoarcem eprubeta cu gura în sus. Hidrogenul se va aprinde la gura eprubetei.

Pentru experiențele ce le vom face, avem nevoie de cantități mai mari de hidrogen. În laboratoare bine înzestrate se poate folosi la prepararea hidrogenului aparatul Kipp. În lipsa lui, putem confecționa un aparat mult mai simplu, dar care ne va aduce aceleași servicii.

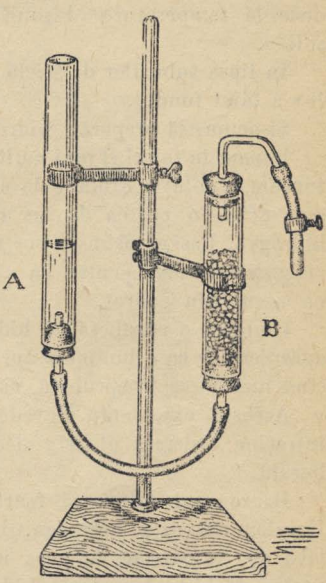


Fig. 31. Un aparat pentru producerea hidrogenului. În tubul A se introduce acidul, iar în B zincul.

Aparatul (fig. 31) este compus din două tuburi de sticlă legate între ele de un tub de cauciuc; tubul A conține soluție de acid clorhidric, iar tubul B bucățele de zinc. Tubul A este mai lung decît tubul B, care va fi astupat la ambele capete cu cîte un dop prin care trece o bucată de tub de sticlă, prelungit cu un tub de cauciuc. Avantajul acestui aparat, față de altele, este că produce gaze numai cînd avem nevoie. Dacă strîngem tubul de culegere cu o clemă, gazul din tubul B, nemaiputînd să iasă prin tubul de culegere, apasă asupra acidului, îl împinge din tubul B și-l ridică în tubul A. Zincul nemaifiind în atingere cu acidul, gazul

nu se mai produce pînă nu deschidem iar clema. Tuburile A și B se pot fixa într-un stativ sau într-un suport făcut din lemn.

Aparatul poate sluji și la obținerea altor, gaze care se pot produce la temperatura obișnuită dintr-o soluție și o substanță solidă.

În lipsa tuburilor de sticlă se pot folosi două eprubete cărora li s-a tăiat fundul.

Și acum, să preparăm hidrogen!

Punem în tubul B mai multe bucățele de zinc, iar în celălalt turnăm o soluție diluată de acid clorhidric. Prin tubul de cauciuc aflat în partea de sus a tubului B începe să se degaje hidrogen. Lăsăm primele porțiuni din gazul ce se degajă să se risipească în aer, pentru ca să eliminăm hidrogenul amestecat cu aerul din aparat.

Umplem o eprubetă cu hidrogen și ținînd-o cu gura în jos, apropiem de ea o lumînare aprinsă; hidrogenul se aprinde. Ridicînd lumînarea în eprubetă, ea se stinge.

Această experiență dovedește că hidrogenul arde, dar nu întreține arderea; el este deci combustibil fără să fie comburant.

Hidrogenul difuzează foarte ușor. Să facem o experiență. Umplem un vas cu hidrogen, îl acoperim la gură cu o hîrtie sugativă și-l întoarcem cu gura în sus. Apropiem apoi un chibrit aprins de hîrtia sugativă: hidrogenul se aprinde și arde, dar... deasupra hîrtiei sugative!

Difuzarea hidrogenului se datorește vitezei cu care se mișcă moleculele sale. Hîrtia, fiind poroasă, a lăsat să treacă repede prin ea gazul, care s-a aprins. Trebuie să știm că hidrogenul are cea mai mare viteză de difuziune dintre toate gazele.

Am văzut, însă, încă de la începutul acestui capitol, că hidrogenul este un gaz ușor. Datorită acestui lucru îl putem trece dintr-un vas într-altul, de parc-ar fi un lichid. Într-adevăr, ai im-

presia cîteodată că-l torni, numai că, fiind mai ușor decît aerul, hidrogenul se toarnă de jos în sus și nu ca apa, de sus în jos. Iată cum:

Umplem o eprubetă cu hidrogen și o ținem cu gura în jos. Lipim apoi o a doua eprubetă goală de gura primei eprubete (fig. 32). Întoarcem eprubetele, astfel ca aceea care fusese dedesubt să ajungă deasupra și invers. Dacă hidrogenul ar fi mai greu decît aerul, ar trebui să se găsească tot în prima eprubetă, adică în eprubeta care se găsește acum dedesubt. Dar nu! Încercînd cu un chibrit ambele eprubete, constatăm că hidrogenul s-a ridicat în sus, iar aerul a trecut în eprubeta de jos.

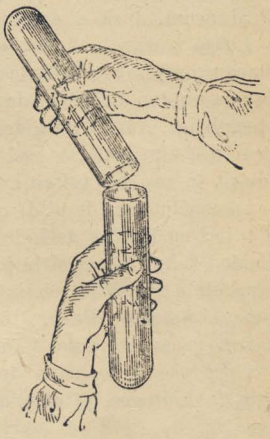


Fig. 32. Hidrogenul „curge" de jos în sus.

Proprietatea hidrogenului de a fi mai ușor decît aerul a permis oamenilor să-l folosească pentru umplerea baloanelor. Și noi putem umple un balon cu hidrogen, făcîndu-l să se ridice în aer. Pentru această experiență, avem nevoie de un balon de cauciuc. Preparăm în aparatul descris mai înainte hidrogen din zinc și acid clorhidric. Lăsăm întîi să iasă din aparat hidrogenul amestecat cu aer, apoi introducem tubul de culegere al aparatului în gura balonului, pe care o legăm cu o sfoară de tub. Pe măsură ce se produce hidrogen, balonul se umflă. Cînd balonul a căpătat o formă rotundă, întrerupem legătura dintre el și aparat. Balonul trebuie legat acum cu o ață lungă, pentru că el se ridică repede în aer. Dacă n-avem grijă și-l scăpăm, l-am pierdut definitiv!

Pentru a pune în evidență cît de ușor este hidrogenul, putem umple cu acest gaz mici balonașe de săpun, care lăsate libere, se ridică în laborator, plutind grațios pînă cînd se sparg. Putem chiar să le aprindem cu un chibrit. Balonașele de săpun se prepară introducînd un tub de sticlă subțiat, prin care iese hidrogenul, într-un vas în care am pregătit spumă de săpun.

Și acum, încă o experiență interesantă: armonica chimică. Luăm o eprubetă, turnăm în ea acid clorhidric diluat, și introducem cîteva bucățele de zinc. Astupăm, după aceea, eprubeta cu un dop străbătut de un tub de sticlă al cărui vîrf superior este subțiat. Aprindem hidrogenul (bineînțeles, după ce am lăsat aerul din eprubetă să iasă afară). În timp ce hidrogenul arde liniștit în capătul tubului, luăm un tub de sticlă cu diametrul de un centimetru (de pildă o eprubetă fără fund) și îl așezăm așa ca tubul cu flacăra de hidrogen să fie cuprins în interiorul lui. Mișcînd tubul în sus și în jos, el începe să emită sunete. Hidrogenul cîntă! Dacă întrebuințăm tuburi înguste, sunetele obținute sînt mai ascuțite. Dacă, din contra, folosim tuburi cu diametrul mai mare, sunetele vor fi mai grave. Sunetele pe care le auzim sînt produse de coloana de aer din tub care vibrează cînd flacăra de hidrogen pîlpîie, adică se lungește și se scurtează alternativ.

Acesta-i tot secretul armonicii chimice!

Am văzut în cursul experiențelor precedente că ne ferim să lucrăm cu un amestec de hidrogen și aer, și așteptăm, înainte de a face experiența, ca hidrogenul să fie curat. Pentru ce toate acestea? Pentru că amestecul de hidrogen cu oxigen sau cu aer produce prin aprindere o explozie puternică. Pentru ca să facem experiența, introducem într-o sticlă de vreo 200 cm^3 două volume de hidrogen și un volum de oxigen, sau două volume de hidrogen și cinci volume de aer. Dacă apropiem de gura sticlei o lumînare aprinsă, combinarea celor două gaze se face cu o detunătură puternică. Introducerea acestor gaze se face la baia de apă

(prin înlocuirea apei). Pentru a ne feri de rănire — în cazul cînd sticla s-ar sparge — vom înfășura sticla într-o cîrpă udă.

Iată cum se explică explozia produsă: în timpul combinării hidrogenului cu oxigenul se formează o mare cantitate de căldură, așa încît vaporii de apă formați se află la o temperatură foarte ridicată. Din cauza dilatării lor, sînt azvîrliți cu putere afară din sticlă, lovind brusc aerul. Acestei dilatări îi urmează îndată un vid, produs prin condensarea vaporilor, și aerul din afară intră în flacon. Cele două zgomote care rezultă din succesiunea foarte rapidă a acestor iuți mișcări ale gazelor constituie detunătura.

×Pentru a ne da seama de puterea mare a exploziei amestecului de hidrogen cu aer, să facem încă o experiență frumoasă și fără nici o primejdie.

Luăm o cutie de conserve goală, întrebuințată. Facem în fundul ei o gaură mică. Astupăm bine această gaură, cu o surcea pe măsură. Așezăm cutia cu fundul în sus și cu deschiderea în jos, pe o bucată de tablă sau de azbest. Apoi, umplem cutia cu hidrogen, pe dedesubt, cu un tub de cauciuc, care aduce hidrogenul curat de la aparat (fig. 33).

După ce o umplem cu hidrogen, scoatem surceaua care închide gura din fundul cutiei de conserve. Dăm foc hidrogenului, care iese prin această gaură. Ne îndepărtăm iute.

Hidrogenul arde liniștit, la început. Pe măsură însă ce el iese din cutie și arde, pe dedesubt intră aerul, vîjîind. În cutie se găsește, la un moment dat, un amestec de aer și hidrogen. Se produce în această clipă o explozie asurzitoare, care va arunca cutia în aer!

Dacă umplem niște balonașe de săpun cu acest amestec, un amestec de hidrogen și oxigen, le putem face să detune în contact cu o flacără. Efectul este foarte atrăgător — și experiența merită osteneala de a o realiza.

Hidrogenul este un corp reducător, adică fură oxigenul multora din corpurile care-l conțin, de pildă oxizilor. Să facem o experiență.

Luăm praf de oxid de fier, pe care-l punem într-un tub de sticlă cu capetele subțiate și diametrul de vreo 2—3 cm. La un capăt al tubului adaptăm tubul pe unde vine hidrogenul — fabricat în aparatul construit de noi — pentru că avem nevoie de un „curent"

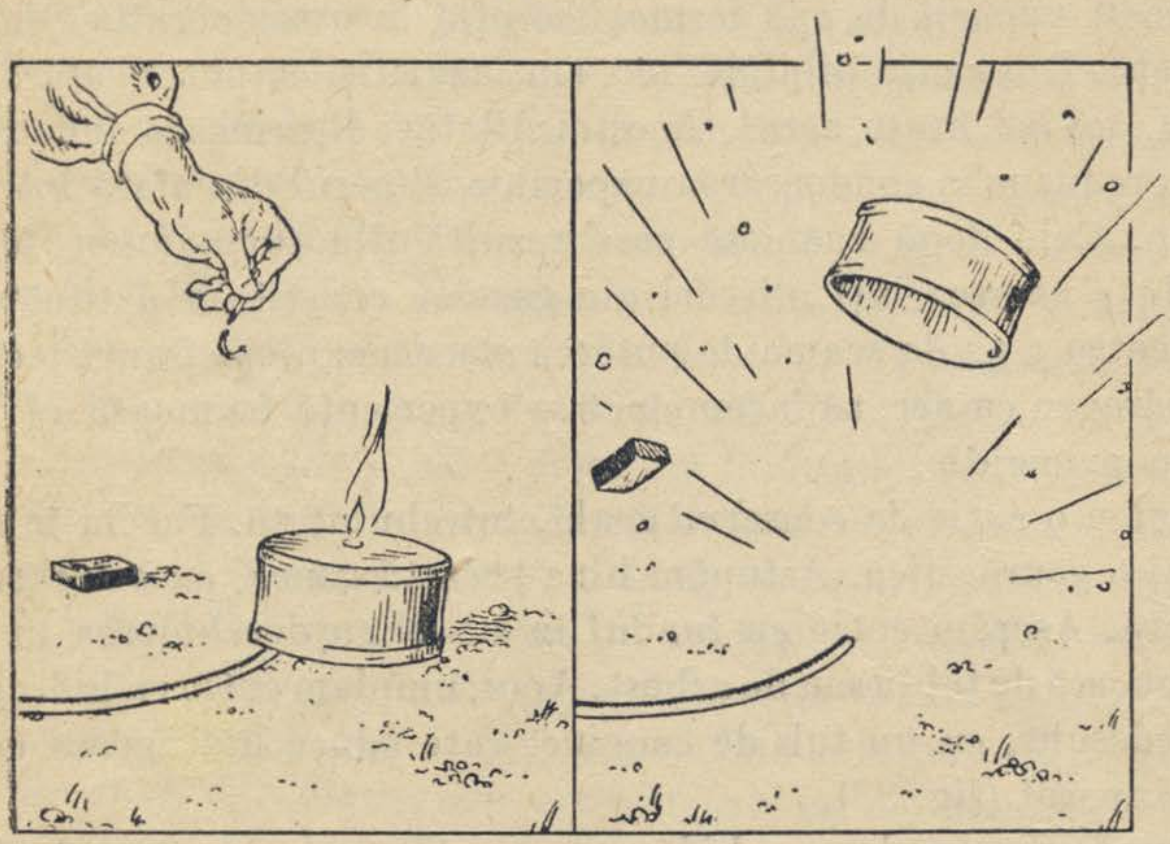


Fig. 33. Cutia explozivă.

de hidrogen ceva mai îndelungat. Capătul celălalt al tubului cu oxid de fier este subțiat — așa încît putem să aprindem hidrogenul care iese.

Sprijinim tubul în poziție orizontală și-l încălzim ușurel cu o lampă de spirt. Încălzirea se face uniform și nu prea tare, așa ca să nu se înroșească pereții tubului de sticlă.

Hidrogenul, în trecerea lui, ia o parte din oxigenul oxidului de fier, pentru a forma vapori de apă. După un timp, oxidul de fier se transformă în fier piroforic, numit astfel, pentru că se aprinde de la sine în aer, la temperatura obișnuită.

Iată și ecuația chimică:

$$Fe_3O_4 + 4H_2 = 3Fe + 4H_2O$$

Într-adevăr, după ce am lăsat hidrogenul să treacă destul de multă vreme, întrerupem curentul de gaz, scoatem tubul cu oxid de fier și lăsăm pulberea să se scurgă în jurul nostru. Praful de oxid se aprinde pe măsură ce intră în contact cu aerul, lăsînd o jerbă luminoasă de o frumusețe rară (fig. 34).

Fig. 34. Fierul piroforic arde în aer.

De ce se aprinde acest fier în aer? Pentru că el se află într-o stare de pulbere foarte fină, care, din cauza suprafeței sale mari și reactive, se combină cu energie, cu oxigenul din aer.

O altă reducere interesantă este reducerea oxidului negru de cupru. Experiența o puteți face la fel ca și în cazul oxidului de fier, numai că în tub veți încălzi oxid negru de cupru. După ce hidrogenul reacționează cîtva timp asupra oxidului, acesta se transformă în cupru metalic, pe care-l putem recunoaște ușor datorită culorii sale.

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O$$

Hidrogenul mai poate fi preparat și prin alte metode. Să mai facem cîteva experiențe. Amestecăm, rînd pe rînd, pe de o parte, metale (magneziu, aluminiu, zinc etc.) și pe de altă parte acizi (sulfuric diluat, acetic, azotic). Veți vedea că

acidul sulfuric și cel acetic dau hidrogen în cantitate mare. În schimb, acidul azotic ne va înșela. Hidrogenul care ia naștere va descompune pe loc acidul azotic, așa încît la sfîrșit, în locul hidrogenului, se vor naște niște vapori cafenii și înțepători de hipoazotidă. Această substanță nu trebuie respirată, pentru că este toxică. Experiența se va face, pe cît posibil, în aer curat.

Bucățile netede, curate, de zinc sau de fier nu sînt decît foarte puțin atacate de acizi. Aceasta, deoarece în jurul metalului se formează un strat subțire, dar neîntrerupt de hidrogen, care împiedică acidul să mai vină în atingere cu metalul. Dacă adăugăm însă cîteva picături de soluție de sulfat de cupru (piatră vînătă), producerea de gaz reîncepe.

Hidrogenul poate fi preparat și încălzind aluminiu sau zinc în formă de praf fin, cu o soluție de hidroxid de sodiu (NaOH) 10%. De asemenea, încălzind într-o eprubetă un amestec uscat de 4 g pulbere de zinc și 5 g var stins, se obține o cantitate destul de mare de hidrogen. Iată, dar, destule surse pe care le putem folosi în vederea preparării hidrogenului.

UN GAZ DIN FAMILIA HALOGENILOR

Să trecem acum la cîteva experiențe cu unul din gazele ce formează familia halogenilor — clorul.

Natural, dacă lucrăm în laborator, ferestrele se vor ține deschise în timpul încercărilor noastre... Sînt ele, experiențele, frumoase, dar între patru pereți sînt cîteodată și destul de neplăcute. Ar fi chiar de preferat să ne transportăm pentru o oră sau două laboratorul în curte. Aceasta, pentru că clorul este un gaz toxic.

Clorul se prepară astfel: punem într-o eprubetă puțin acid clorhidric (HCl) și cîteva grăunțe de bioxid de mangan (MnO_2). Soluția de acid clorhidric se colorează pe dată în brun. După cîtva

timp — mai ales dacă încălzim ușor — iese din eprubetă un gaz galben-verzui, cu miros greu și înecăcios (fig. 35). Acesta este procedeul de preparare al lui Scheele, care a descoperit clorul.

Bioxidul de mangan, necesar experienței, îl putem obține în felul următor: desfacem 2 — 3 baterii de lanternă uzate, păstrînd săculețele ce înconjoară cărbunele. Golim cu atenție conținutul săculețelor, avînd grijă să nu zdrobim și cărbunele. Am obținut astfel bioxidul de mangan (piroluzita) brut, care conține și impurități, în special clorură de amoniu (țipirig). Ca să-l purificăm, îl pisăm bine de tot, îl punem într-un vas cu apă caldă și îl spălăm. Vărsăm apoi apa și repetăm operația de cîteva ori. Praful negru obținut îl uscăm la un loc călduț. Bioxidul de mangan obținut este destul de pur și poate fi folosit pentru experiențe. Să revenim însă la Scheele.

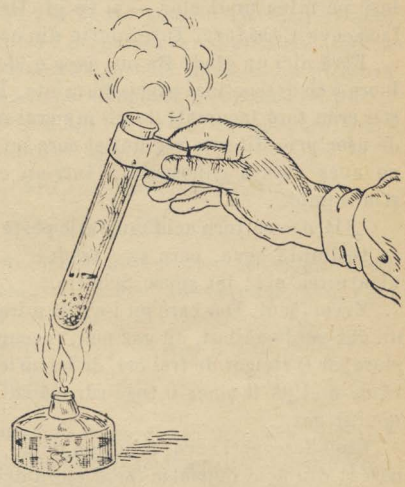


Fig. 35. Clorul se prepară foarte simplu din acid clorhidric și bioxid de mangan.

Ce e în stare să facă un elev farmacist... Prin anul 1774, Scheele era elev-farmacist, adică un fel de neînsemnat ucenic, bun să spele vasele și să curețe borcanele.

Se spune că într-o zi, ilustrul său patron căzu bolnav.

Scheele era întotdeauna atras de borcanele cu substanțe, rînduite frumos pe etajerele farmaciei. Numele lor îl cam încurcau,

căci erau lungi și scrise toate în limba latină. Pe un borcan, ascuns după un raft, scria cu litere mari, în limba latină: „acidum muriaticum". În anul 1774, acesta era numele acidului clorhidric... Iar Scheele, care n-avea clienți — atîta le-ar mai trebui, să se lase pe mîna unul elev — și se plictisea de moarte, se gîndi să facă ceva. Ce să facă? Turnă puțin din acest acid într-o farfurioară.

Fără nici un gînd? Ba nu, avea o idee vagă, care pe măsură ce lucra i se desena mai precis în minte. În momentul acela, chimiștii erau tare încurcați de un mineral negru, care se găsea destul de ușor prin diferite regiuni și care nu avea o formulă stabilită, nu avea natura cunoscută... într-un cuvînt, despre care nu se știa nimic.

„Dacă o să torn acid muriatic peste piatra asta neagră, poate se întîmplă ceva, care să-i trădeze proprietățile sau chiar și alcătuirea ei!" își spuse Scheele.

Zis și făcut. Dar care nu i-a fost mirarea cînd văzu ridicîndu-se un gaz verde-gălbui, un gaz nou, necunoscut. Dacă ar fi fost în stare, ar fi strigat de trei ori, de bucurie... Nu putea, însă, pentru că de o clipă îl ținea o tuse zdravănă, pe care o atribui pe dată noului gaz...

Cînd descoperi ceva, îi pui un nume. Iar Scheele a numit gazul născut din acid muriatic (acid clorhidric de azi) și piatra neagră (bioxidul de mangan de azi)... l-a numit—ați putea ghici?—acid muriatic deflogisticat. Adică, acid muriatic din care s-a scos flogisticul, substanța misterioasă, care — credeau chimiștii de pe atunci — se elimină în timpul arderii unei substanțe.

Scheele nu s-a mulțumit însă cu succesul acesta remarcabil, ci, profitînd de faptul că boala patronului îl împiedica pe acesta să vadă cum se prăpădesc bunătate de substanțe din farmacie, a mai descoperit oxigenul și două noi metale: manganul și bariul (care se găseau în mineralul negru — un amestec de bioxid de mangan și carbonat de bariu). În felul acesta, chimia s-a îmbogățit cu patru noi corpuri.

...**Și ce poate face un chimist-amator.** În laborator, ne putem prepara clorul fie după procedeul lui Scheele, precum s-a arătat înainte, fie prin electroliza unei soluții de sare în apă.

Mai sînt numeroase metode de preparare. De exemplu, din clorură de var ($CaOCl_2$) sau clorat de potasiu ($KOCl_3$) și acid clorhidric (HCl). Dacă vrem să-l preparăm rapid și la rece (adică fără să încălzim vasul), e destul să turnăm picătură cu picătură acid clorhidric concentrat peste permanganat de potasiu ($KMnO_4$) cristalizat. În acest fel recomandăm cititorilor să-l prepare. Vreți să cunoașteți și ecuațiile chimice? Iată-le:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_4 + 2H_2O$$

$$MnCl_4 = MnCl_2 + Cl_2$$

În această reacție se formează intermediar tetraclorura de mangan, nestabilă și neizolabilă, care se descompune, prin căldură, în clorură manganoasă și clor.

$$CaOCl_2 + HCl = CaCl_2 + HOCl$$

$$HCl + HOCl = H_2O + Cl_2$$

Clorura de var este un puternic oxidant, așa că oxidează acidul clorhidric. Se formează întîi acid hipocloros (HOCl), care apoi se oxidează, obținîndu-se apă și clor.

În mod asemănător reacționează și cloratul de potasiu, dar se obține întîi acid cloric.

$$KClO_3 + HCl = KCl + HClO_3$$

$$5HCl + HClO_3 = 3H_2O + 3Cl_2$$

Folosind permanganat de potasiu, clorul se obține foarte curat și în același timp, foarte ușor.

$$2KMnO_4 + 16HCl = 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O + 5Cl_2$$

Clorul se dizolvă în apă. Cum se prepară o soluție de clor? Din vasul în care este produs, pornește un tub ce se scufundă într-un

vas cu apă. De acolo, mai departe, un alt tub îl duce în alt vas. Ultimul vas conține un lichid alcalin (cu puțin hidroxid de sodiu, de exemplu) destinat să absoarbă excesul de clor (fig. 36). Deoarece lucrăm afară, în aer liber, noi avem însă putința

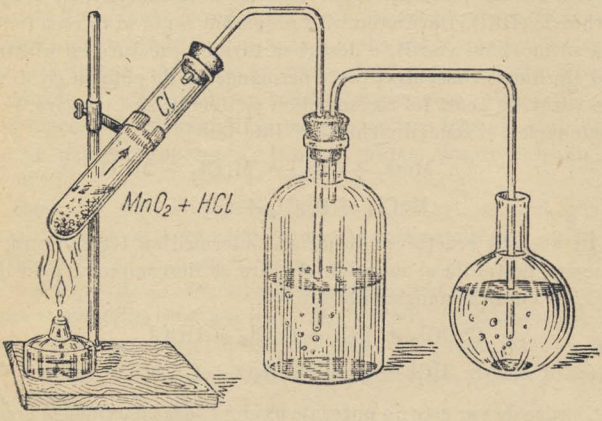


Fig. 36. Instalație pentru prepararea apei de clor.

să obținem o soluție de clor mult mai ușor: din eprubeta unde se produce, un tub conduce clorul într-o altă eprubetă cu apă (fig. 37). O parte din clor se dizolvă în această apă, iar alta se elimină în aer. Desigur, că vom lucra însă numai cu cantități mici de substanțe.

Fie că a fost preparat din acid clorhidric și bioxid de mangan, fie din permanganat de potasiu și acid clorhidric, clorul se prezintă sub aceeași formă: un gaz galben-verzui, cu miros puternic, sufocant. Se știe că a fost chiar folosit la începutul primului război mondial drept gaz asfixiant (0,1 miligrame clor la un litru de aer este mortal). Cum însă o batistă înmuiată în apă și pusă la nas

este suficientă ca să-i neutralizeze efectele, a fost iute înlocuit cu alte gaze mai puternice.

În cursul experiențelor noastre nu trebuie să ne temem de accidente, cu condiția de a lucra în curte, sau în laborator cu ferestrele deschise.

Într-o eprubetă introducem clor „prin înlocuire", adică înlocuim aerul ce umple eprubeta, cu clor. Aceasta se face aducînd tubul de la eprubeta unde fabricăm clor, în fundul eprubetei goale, așezate normal cu fundul în jos (pentru că gazul acesta e mai greu decît aerul).

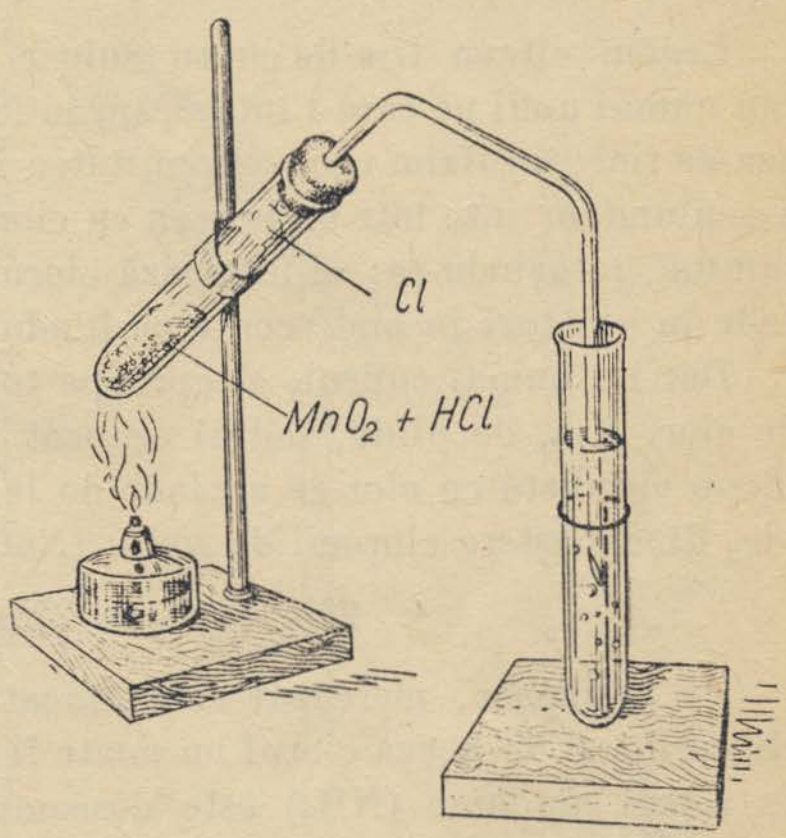


Fig. 37. Apa de clor se poate prepara și mai simplu.

Dacă în această eprubetă cu clor introducem fosfor, acesta se aprinde de la sine. Cînd clorul este în proporție mai mare decît fosforul, obținem pentaclorură de fosfor solidă (PCl_5), sub formă de praf. Cînd fosforul e în exces, se obține triclorură de fosfor, lichidă (PCl_3). În timpul combinării clorului cu fosforul se dezvoltă o mare cantitate de căldură.

$$2P + 5Cl_2 = 2PCl_5$$

$$2P + 3Cl_2 = 2PCl_3$$

În același fel umplem un borcan cu clor. Presărăm apoi în borcan praf de arsen sau de stibiu (antimoniu); aceste pulberi se aprind, producînd jerbe de foc, cu scîntei strălucitoare și foarte

frumoase. Se formează clorură de arsen ($AsCl_3$) și respectiv, clorură de antimoniu ($SbCl_3$).

$$2As + 3Cl_2 = 2AsCl_3$$

$$2Sb + 3Cl_2 = 2SbCl_3$$

Legăm cîteva fire de cupru subțiri (de conductă electrică) sau numai unul pe care-l înfășurăm în formă de spirală, de o vergea de fier; încălzim ușor extremitatea inferioară a sîrmei și apoi o scufundăm iute într-un borcan cu clor. Cuprul arde în clor cu lumină, înroșindu-se; se formează clorură de cupru ($CuCl_2$), care cade în picături incandescente pe fundul flaconului.

Dar nu numai cuprul, ci aproape toate metalele sînt atacate de clor. Așa, de pildă, sodiul aruncat la temperatura obișnuită într-o eprubetă cu clor se aprinde de la sine și arde cu o flacără vie, dînd naștere clorurii de sodiu (NaCl):

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl$$

De asemenea, mercurul este atacat de clor la temperatura obișnuită și de aceea clorul nu poate fi cules sub mercur.

Gazul amoniac (NH_3) este descompus de către clor. Dacă introducem într-un flacon plin cu clor un tub de sticlă prin care sosește gazul amoniac (fabricat într-o eprubetă din var nestins, sub formă de praf amestecat cu clorură de amoniu (țipirig) tot în praf, stropite cu apă și eventual încălzite foarte ușor), amoniacul se aprinde de la sine, producîndu-se azot și fum alb de clorură de amoniu (NH_4Cl).

$$8NH_3 + 3Cl_2 = N_2 + 6NH_4Cl$$

Această reacție se mai poate realiza și în alte feluri. Putem să trecem un curent de clor, de astă dată printr-un vas cu o soluție de amoniac (concentrată); fiecare balonaș de clor cînd pătrunde din tubul de sticlă pe unde e adus, în lichid, produce un fel de fulger scurt. Experiența aceasta este de efect.

De asemenea, putem să umplem cu o soluție de clor nouă zecimi dintr-un tub astupat la un capăt și apoi să completăm restul cu o soluție concentrată de amoniac. Astupăm tubul cu degetul și-l răsturnăm într-un pahar plin cu apă, așa cum arată figura 38. Amoniacul, mai ușor, se amestecă cu clorul și dă naștere unor foarte mici balonașe de azot, care ajung puțin cîte puțin pînă la capătul superior al tubului. În cursul acestei experiențe se mai formează și o mică cantitate de hipoclorit de amoniu care, în contact cu excesul de amoniac, se descompune puțin cîte puțin, dînd azot și clorură de amoniu.

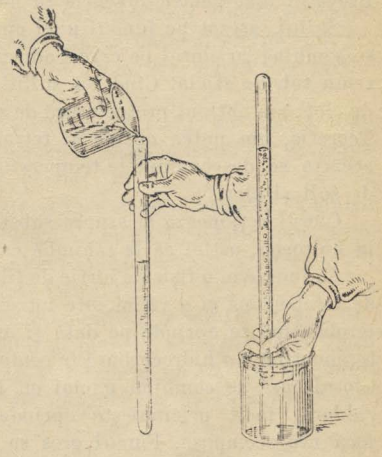


Fig. 38. Tubul cu balonașe.

Să luăm doi cilindri mici sau două sticluțe cu gîtul larg și să le așezăm gură în gură. Primul cilindru va fi umplut cu hidrogen și va sta, firește, cu gura în jos. Celălalt cilindru va fi umplut cu gazul clor și va avea dimensiuni egale cu primul. Amestecăm gazele prin mai multe răsuciri ale vaselor. Dacă acum deschidem brusc cele două vase deasupra unei flăcări, în timp ce mîinile ne sînt apărate prin niște cîrpe ude cu care le învelim, amestecul de gaze explodează cu zgomot. Reacția produsă se scrie astfel:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

Să punem în cilindri puțină apă și să-i agităm. Ceața se risipește și se formează o soluție de acid clorhidric, care înroșește

hîrtia albastră de turnesol și dă cu azotatul de argint un precipitat alb.

Un inventator a propus chiar ca acest amestec gazos exploziv să fie folosit ca înlocuitor de benzină, la motoarele cu explozie. Brevetul luat pentru invenția sa nu a fost însă folosit.

Sulful, așezat pe fundul unei eprubete fixată într-un stativ, se combină cu clorul pe care-l aducem în această eprubetă printr-un tub de sticlă. Cînd tot sulful a dispărut, oprim curentul de clor: am obținut protoclorură de sulf (S_2Cl_2), un lichid gălbui. Teoretic, am putea obține și tetraclorura de sulf (SCl_4), însă aceasta se descompune la temperatura camerei în protoclorură de sulf și clor.

Clorul acționează și asupra substanțelor organice, de la care ia hidrogen, astfel că le schimbă compoziția chimică.

Să înmuiem o fîșie de hîrtie de filtru sau de sugativă în esență de terebentină și o vîrîm iute într-un borcan cu clor; esența de terebentină se aprinde pe dată și arde cu fum gros. Esența de terebentină e o hidrocarbură (e compusă din hidrogen și carbon). Clorul însă se combină numai cu hidrogenul și produce atîta căldură, încît pricinuiește aprinderea esenței de terebentină încă nedescompuse. Fumul gros se datorește carbonului rămas de la descompunerea esenței, și care nu se combină cu clorul.

Clorul acționează și asupra materiilor colorante organice. Dacă scriem cu cerneală cîteva rînduri pe o foaie de hîrtie și o introducem în borcanul de clor (înainte de a se usca), scrisul dispare în întregime.

Distrugerea materiilor colorante de către clor este datorită tot acțiunii clorului asupra hidrogenului. Soluția de clor poate distruge pe dată turnesolul, indigoul și cerneala, aceasta din urmă numai dacă e preparată din acid galic sau din anilină. De cele mai multe ori, însă, cerneala mai cuprinde și o substanță minerală (fier), care rezistă la acțiunea clorului. În acest caz, literele rămîn ușor colorate în galben.

Dacă am cufundat hîrtia în clor și au rămas aceste urme galbene, le putem face să revină la loc intense, așa cum erau la început și citețe, tratîndu-le cu o sulfură alcalină, care le face să reapară colorate în negru.

Dacă, însă, după ce am acționat cu clorul asupra scrisului, îl spălăm și cu o soluție foarte diluată de acid clorhidric, care distruge urmele scrisului, atunci nu vom mai putea face scrisul să reapară.

Pentru ca o cerneală să nu se poată șterge cu clor, trebuie să cuprindă numaidecît în suspensie cărbune (cerneala de imprimerie sau tușul).

O experiență frumoasă putem face în felul următor. Umplem un borcan cu clor și introducem în el un trandafir roșu. După cîtva timp se decolorează clorofila din sepale, care este mai sensibilă, apoi și petalele trandafirului.

Cînd punem clorul să reacționeze cu o soluție rece a unei baze, ca de exemplu hidroxidul de potasiu, atîta vreme cît clorul nu este în cantitate prea mare, se formează un amestec de clorură de potasiu și de hipoclorit de potasiu (apă de Javel) în soluție diluată, conform ecuației:

$$2Cl + 2KOH = ClOK + KCl + H_2O$$

Apa de Javel se folosește ca oxidant, ca decolorant și ca dezinfectant. În spălătorii e folosită pentru albire.

Cum ne putem păzi împotriva accidentelor cu clor? Dacă cumva am produs clor prea mult și ne e teamă să-l respirăm, e bine să ținem la nas și la gură o batistă înmuiată într-o soluție de carbonat de sodiu (sodă de rufe) sau de hiposulfit de sodiu.

Dacă însă am luat prea tîrziu această precauție și am inspirat prea mult clorul, care ne pricinuiește tusea, e bine să mirosim puțin amoniac sau anilină.

În tot cazul, așa cum am arătat și la începutul acestor experiențe, toate încercările se vor face la aer, în curte, și folosind

cantități mici de substanțe pentru fabricarea clorului (1 cm^3 de HCl). În general nu trebuie să ne temem de vreo otrăvire, căci mirosul neplăcut trădează clorul chiar la 0,0001%.

8. *UN BUN DECOLORANT ȘI DEZINFECTANT*

„Un preparat cu bune proprietăți decolorante și dezinfectante? Hm!... Nu e prea rău!" își vor spune fără îndoială chimiștii amatori, așteptînd cu mare încordare substanța miraculoasă și — desigur — rară despre care este vorba. De aceea se vor simți poate dezamăgiți, auzind că acest corp minunat nu e altul decît... clorura de var.

Totuși, clorura de var va fi pretextul unor experiențe de chimie.

Urmăriți-ne, numai, cu atenție.

Ce este clorura de var? Clorura de var este o pulbere albă, care conține cam 30—40% clor.

Clorul conținut de clorura de var se degajează pe încetul în aer liber. Pentru ca acest clor să nu se piardă prea repede, clorura de var se păstrează în borcane sau în cutii cît mai ferite de aer.

Formula clorurei de var este $CaOCl_2$. Nu trebuie să confundăm clorura de var cu clorura de calciu, care are formula $CaCl_2$.

Între foloasele clorurei de var se găsește și puterea ei dezinfectantă. O soluție de clorură de var în apă, 1%, este suficientă pentru a ucide, în cinci minute, bacilii tifosului, holerei și cărbunelui. Cu o soluție de 1 parte clorură de var în 20 părți de apă, se văruiesc pereții grajdurilor în care se ivesc diferite molime. De asemenea, insectele de tot felul sînt ucise de această substanță.

Clorura de var înlocuiește clorul în industrie. Acesta din urmă nu poate fi transportat la distanțe mari în stare gazoasă. Aceasta,

din cauză că volumul vaselor necesare ar fi prea mare. Nici dizolvat în apă nu poate fi transportat, pentru că apa nu dizolvă clor, decît un volum de 2—3 ori mai mare ca al ei. În schimb, clorura de var recent preparată poate să degajeze cam 110 litri de clor pe kilogram!

În industrie, clorura de var e folosită pentru decolorarea cîrpelor întrebuinţate la fabricarea hîrtiei, pentru curăţirea apelor de băut etc.

În linii mari, clorura de var se prepară introducînd un curent de clor gazos în var amestecat cu apă. Totul se petrece după reacţia:

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 = CaOCl_2 + H_2O$$

Sînt însă necesare unele precauţiuni.

Clorul (preparat din clorat de potasiu şi acid clorhidric, din bioxid de mangan şi acid clorhidric sau cu alte mijloace) este adus printr-un tub de sticlă într-un vas în care avem var stins. Condiţia esenţială este ca gazul să intre foarte încet, aşa ca să se evite orice ridicare de temperatură în timpul absorbirii clorului de către var. Altminteri, clorura de var formată s-ar transforma în clorat şi clorură de calciu.

Să facem acum cîteva experienţe simple. Să dizolvăm cîteva grăunţe de clorură de var în apă şi să încercăm, cu ajutorul turnesolului, reacţia lichidului. Vom vedea că clorura de var reacţionează alcalin (bazic) dînd culoarea albastră, datorită faptului că în cuprinsul său se mai găsesc cantităţi mici de hidroxid de calciu [cu formula $Ca(OH)_2$].

De altfel, putem constata prezenţa acestui hidroxid şi altfel: anume, dizolvînd clorura de var în apă; clorura de var se dizolvă foarte uşor în apă şi lasă un rest alb care este tocmai hidroxidul de calciu în exces.

Să fierbem o soluţie de clorură de var în apă: obţinem clorură şi clorat de calciu, care e folosit pentru prepararea cloratului de potasiu.

Să luăm pe un beţişor de magnezie puţină clorură de var şi să o ţinem în flacără. O culoare ţipătoare roşie-cărămizie ne dovedeşte prezenţa calciului. Se ştie, într-adevăr, că acest corp colorează flacăra în orice combinaţie s-ar găsi.

Putem face această experienţă şi în altfel. Introducem mici bucăţi de vată în soluţia de clorură de var, le uscăm la un loc călduţ şi, după ce le-am umezit cu cîteva picături de alcool, le dăm foc pe o tablă de metal. Culoarea flacării va apare, la fel, transformată.

O altă experienţă, tot atît de atrăgătoare ca şi precedenta, constă în a pune într-o eprubetă sau într-un cilindru puţină clorură de var, adăugînd apoi un deget sau două de acid clorhidric. Se formează imediat, o spumă bogată şi se dezvoltă gazul clor cu mirosu-i caracteristic. Experienţa se face cu ferestrele deschise, pentru binecunoscutul motiv, că gazul clor este otrăvitor dacă e respirat mai multă vreme. Ecuaţia chimică a celor petrecute se scrie astfel:

$$CaOCl_2 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + Cl_2$$

O floare albastră sau un text scris cu cerneală, ţinute deasupra eprubetei, sînt repede decolorate, deoarece clorul distruge substanţele colorante.

Tot astfel, dacă într-o eprubetă încălzim puţină cerneală diluată cu apă, împreună cu un vîrf de cuţit de clorură de var, se produce îndată o decolorare a cernelii. Această decolorare apare cu mult mai iute dacă în prealabil am adăugat în eprubetă şi cîteva picături de acid clorhidric.

De asemenea, dacă într-o eprubetă adăugăm la un vîrf de cuţit de clorură de var, cîteva degete de cerneală roşie şi apoi umplem pînă la jumătate cu oţet, lichidul se decolorează prin încălzire.

În amîndouă cazurile de mai sus, clorul, născut prin acţiunea acidului (clorhidric, sau acetic din oţet) asupra clorurei de var,

distruge substanțele colorante din cerneală. De asemenea, clorura de var decolorează tinctura de turnesol și indigoul.

O aplicație practică a experiențelor de mai sus se face în soluțiile de șters scrisul. Dacă frecăm cu un chibrit sau cu un bețișor bont, puțină clorură de var într-o soluție de oțet, deasupra unui text scris cu cerneală, vom vedea că scrisul va dispare în întregime, dat fiind că cerneala este distrusă de clorul pus în libertate.

Experiența aceasta reușește — deși ceva mai greu — chiar în cazul unor texte vechi, de ani de zile, cu cerneală neagră sau roșie. După dispariția scrisului, luăm cu grijă restul de substanță pe o muchie de cuțit și absorbim umezeala cu o sugativă curată, sau mai bine cu hîrtie de filtru albă.

În lichidele de șters scrisul, clorura de var este de obicei înlocuită cu o soluție de hipoclorit de sodiu (NaOCl).

Pe lîngă cerneluri, clorura de var mai distruge și alte multe culori organice; ne putem convinge de aceasta atingînd diversele corpuri (hîrtii colorate de tot felul, stofe etc.) cu clorură de var, amestecată cu cîteva picături de oțet. Spălăm apoi, după 10—20 minute.

9. *UN ELEMENT CHIMIC ACTIV*

Este surprinzător cîte experiențe frumoase și interesante pot fi realizate cu sulf în valoare de cîțiva lei!

Ca și oxigenul, sulful (care se găsește în aceeași grupă în tabloul lui Mendeleev) este un element deosebit de activ. De fapt, el se combină cu numeroase substanțe atît de violent, încît reacțiile sînt însoțite de lumină și căldură.

La temperaturi ridicate, sulful se combină cu metalele, formînd sulfuri. Pentru a demonstra aceasta, amatorul chimist poate pune o cantitate mică de sulf într-o ceșcuță de porțelan, pe care o va încălzi cu un primus sau cu o flacără de gaz, pînă

cînd sulful se aprinde. Dacă în ceşcuţă introducem acum o grămăjoară de pilitură de fier, sau un ghem de sîrmă subţire de fier, sulful se va combina imediat cu fierul pentru a forma sulfură de fier.

În cursul reacţiei, mai ales dacă firişoarele de fier sînt suficient de fine şi de subţiri, masa se va aprinde şi se va umfla ca un vulcan în miniatură. Deoarece în cursul experienţei se dezvoltă gaze urît mirositoare şi toxice, ea se va face numai în aer liber.

Resturi, fîşii sau pilitură de zinc, bucăţi de sită de cupru, bronz de aluminiu (în pulbere) şi alte metale aruncate deasupra sulfului aprins vor reacţiona într-un mod asemănător, pentru a forma sulfuri metalice. Sulfura rezultată în fiecare caz trebuie scoasă din cutie şi pusă într-o sticlă cu etichetă, pentru a fi utilizată ulterior.

Mercurul şi sulful pot fi combinate pur şi simplu frecînd sau măcinînd floarea de sulf într-o piuliţă cu mai multe picături de „argint viu". Va lua naştere sulfura de mercur.

Pulberea de zinc (fin divizată) şi sulful se combină rapid dacă le amestecăm şi apoi apropiem o scînteie electrică. Pentru aceasta, legăm capacul unei cutii de metal de un pol al unui acumulator, iar celălalt pol al bateriei va fi „strecurat" prin mijlocul amestecului de sulf şi zinc. Frecînd sîrma pe capac se formează o scînteie suficientă pentru a aprinde amestecul, care arde cu o flacără strălucitoare (fig. 39). Deşi experienţa este de altfel fără primejdie, amatorul chimist va face bine să-şi ferească mîinile de flacăra puternică. Dacă zincul e fin divizat şi se găseşte în proporţie de 2 la 1 faţă de sulf, reacţia poate fi determinată chiar de lovitura unui ciocan, care va provoca o detunătură puternică.

Pilitura de fier şi sulful pot fi făcute să se combine chiar fără aplicarea de căldură. Amestecaţi-le numai şi picaţi puţină apă, transformînd totul într-o pastă. Peste cîteva ore, amestecul

va deveni tare ca piatra. De multe ori, dacă sulful este pur și dacă respectăm proporția de două părți pilitură de fier și o parte sulf, umezite bine, după puțină vreme se produce sulfura de fier cu o mare degajare de căldură dovedită printr-o abun-

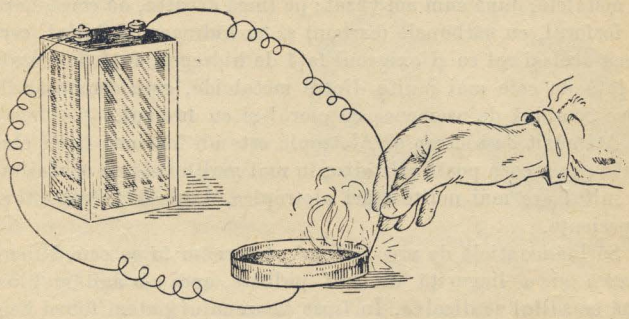


Fig. 39. Sulful se combină energic cu zincul chiar sub influența unei scîntei electrice.

dentă producție de vapori de apă („vulcanul Lémery").

Profitînd de faptul că fierul și sulful se combină formînd o sulfură neagră, chimistul poate utiliza sulful pentru a obține un înveliș negru la suprafața obiectelor din fier. Mai întîi se face o dispersie de sulf în terebentină călduță, amestecînd puternic în acest lichid niște sulf fin pisat. Această dispersie ne va pune la îndemînă sulful într-o formă potrivită pentru aplicarea sa la suprafața fierului. Obiectele de fier vor fi întîi scufundate în dispersie și ținute, apoi, într-o flacără. Pentru a obține un adevărat lustru negru este necesar să repetăm această înmuiere și încălzire de mai multe ori. Cînd încălziți terebentina pentru a dizolva sulful, păstrați la îndemînă o bucată de azbest sau de tablă. Aceasta vă va servi, la nevoie, pentru a înăbuși flăcările, dacă lichidul ia cumva foc.

După cum se vede, sulful este un metaloid foarte activ. Aceasta a făcut să se stabilească o analogie chimică între el şi oxigen. Într-adevăr, sulful se comportă faţă de metale şi faţă de cele mai multe din metaloide exact ca şi oxigenul. El se combină cu metalele, după cum am văzut; pe lîngă aceasta, dă combinaţii cu fosforul, cu cărbunele (carbon) şi cu hidrogenul. Sulful, care joacă acelaşi rol ca şi oxigenul faţă de hidrogen, faţă de metale şi faţă de cele mai multe dintre metaloide, este combustibil; el se combină de asemenea cu clorul şi cu bromul.

Aţi auzit de alotropie? Alotropia este un fenomen fizic, care arată că un corp poate cristaliza în mai multe sisteme cristaline. Şi sulful are mai multe stări alotropice. Dar să facem cîteva experienţe.

Să luăm o sticlă de vreo 200 cm^3, să turnăm în ea cam 50 cm^3 benzen şi o linguriţă de sulf pulbere, apoi s-o agităm bine, pînă ce sulful se dizolvă. În lipsa benzenului putem folosi benzină sau petrol lampant. Cel mai bine ar fi să folosim sulfură de carbon, care este dizolvantul ideal al sulfului, însă această substanţă e urît mirositoare şi apoi nu se găseşte în orice laborator de chimist amator. Cînd tot sulful s-a dizolvat filtrăm soluţia (atenţie la foc!), apoi o turnăm într-o sticlă de ceasornic sau într-o farfurioară întinsă. Aşezăm farfurioara într-un loc ferit de praf şi... aşteptăm să vedem ce se întîmplă. După un timp, cînd soluţia s-a evaporat, găsim pe fundul farfurioarei nişte cristale mari, regulate, de forma unor octaedri rombici. Aceasta este una din formele sub care se poate prezenta sulful. Dar el mai are şi altele.

Dacă încălzim treptat sulful, acesta trece prin diferite culori şi stări: la 120°C este foarte lichid, transparent, galben; la 200°C devine brun şi vîscos, aşa încît vasul în care-l încălzim poate fi întors pe dos fără să se verse; la temperaturi mai mari redevine lichid, căpătînd culoarea brună. În sfîrşit, la 444°C, fierbe. Dacă sulful, încălzit la 120°C este răcit brusc prin răsturnare

în apă, formează benzi lungi elastice ca de cauciuc. Din nefericire, puțin cîte puțin, el își pierde elasticitatea și devine friabil. Făceți și această experiență.

Iată și altă experiență. Punem într-o ceșcuță de porțelan trei linguriță de sulf praf, apoi o punem la încălzit. Cînd sulful s-a topit mai încălzim încă puțin, apoi lăsăm ceșcuța să se răcească. La răcire, îndată ce se formează o pojghiță subțire la suprafața sulfului, o găurim cu un bețișor în două locuri și scurgem conținutul încă lichid. După răcire îndepărtăm și restul pojghiței. Privind în interiorul ceșcuței, vedem o serie de cristale lungi, ca niște ace — acesta este sulful monoclinic.

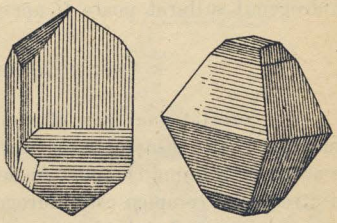


Fig. 40. În stînga sulf rombic, în dreapta sulf monoclinic.

Comparați cristalele obținute prin evaporarea soluției de sulf cu cele obținute prin răcirea sulfului topit (fig. 40).

Ca să obținem sulful elastic sau sulful plastic, trebuie să încălzim sulful (de astă dată putem încălzi sulful într-un balonaș) pînă pe la 250°C, și apoi să-l turnăm în apă rece.

Unul din cei mai importanți compuși ai sulfului este produsul său de combinație cu hidrogenul — hidrogenul sulfurat (H_2S). Cernelurile invizibile, desenele care-și schimbă culorile — iată cîteva din experiențele distractive pe care acest compus le pune la îndemînă. Importanța sa pentru analiza chimică este de asemenea foarte mare.

Aviditatea sulfului pentru hidrogen este atît de mare, încît îl scoate din combinațiile sale pentru a forma hidrogen sulfurat. Să facem și noi o experiență, pentru a dovedi acest lucru. Pentru aceasta avem nevoie de o bucățică de parafină, de puțin sulf

și de un balonaș. Iată cum se lucrează: se încălzește în balonaș o parte parafină cu trei părți sulf. Cînd substanțele s-au topit, începe să se degaje hidrogen sulfurat. Acesta se recunoaște ușor după mirosul său caracteristic, de ouă stricate. De asemenea, hidrogenul sulfurat poate fi aprins la gura balonașului.

HIDROGENUL SULFURAT

Am cercetat mai sus cîteva din proprietățile ciudate ale sulfului. O altă însușire în care acest metaloid este greu de întrecut e aceea de a forma compuși cu miros neplăcut. Cel mai obișnuit dintre acești compuși este hidrogenul sulfurat, un gaz otrăvitor, care se formează întotdeauna cînd o sulfură metalică vine în contact cu un acid.

Cînd sînt necesare cantități reduse din acest gaz, amatorul chimist și-l poate prepara fără primejdie în generatorul din figura 41. El constă pur și simplu dintr-o sticlă cu gîtul larg, prevăzută cu un dop care este străbătut de o eprubetă, cu fundul spart și pilit. Puneți la capătul inferior al eprubetei un dop de plută cu mai multe orificii mici și apoi așezați în eprubetă substanța solidă, care reacționează (în cazul nostru sulfura de fier). Capătul superior al eprubetei va fi închis cu un dop de cauciuc sau de plută, prin care trece o bucată de tub de sticlă în formă de L. Capătul inferior al tubului în L va fi închis și apoi prevăzut cu un mic orificiu, așa cum se vede în figură. Aceasta se face încălzind tubul într-o flacără și lăsînd capătul său să se topească și să se închidă. Gaura poate fi practicată, atunci, ținînd o latură a tubului în flacără pînă cînd devine roșie și suflînd apoi prin celălalt capăt al tubului pînă se formează o bulă. Dacă sticla s-a subțiat, faceți orificiul, încălziți din nou tubul și apoi îl frecați pe foaie de azbest pentru a netezi marginile și a evita formarea unor buze. Acest orificiu trebuie să fie neted, pentru că el va servi ca valvă a generatorului.

Cînd tubul este introdus în dop și împins în jos, așa ca orificiul său să fie mai jos de dop, acidul din sticlă se va ridica pînă în eprubetă și va reacționa cu substanța formînd gazul. Dacă trageți tubul în sus, valva se închide, pentru că dopul o acoperă. Aceasta va împiedica gazul să iasă și-l va face să împingă acidul sub nivelul substanței.

Reacția încetează în acel moment.

În cazul hidrogenului sulfurat, acidul este format dintr-o parte acid clorhidric sau sulfuric, diluat cu trei sau patru părți de apă (în volume). Sulfura folosită va fi sulfura de fier:

$$FeS + 2HCl =$$
$$= H_2S + FeCl_2$$

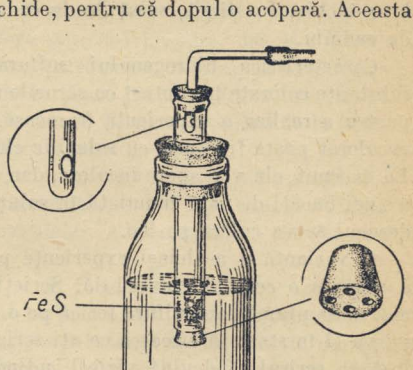


Fig. 41. Un aparat simplu pentru prepararea gazelor la rece.

Dacă gazul hidrogen sulfurat este lăsat să bolborosească prin apă, se formează un acid slab. Acesta trebuie păstrat într-o sticlă bine astupată. Cu timpul lichidul devine lăptos datorită precipitării treptate a sulfului liber.

O astfel de soluție poate fi utilizată ca bază pentru cîteva experiențe cu diverse soluții de săruri, în cursul cărora se obțin colorații frumoase. Adăugată la sulfatul de cupru, de exemplu, se formează o sulfură neagră. Amestecată cu soluții ce conțin fier, ca de pildă sulfatul feric amoniacal, se formează sulfura de

fier neagră. Soluțiile de săruri de mercur dau un precipitat negru de sulfură de mercur; antimoniul, bismutul și staniul (în soluții) dau respectiv precipitate de culoare portocalie, brun-deschis și brun-închis. În sfîrșit, soluțiile de cadmiu dau sulfura galbenă de cadmiu.

Caracteristica hidrogenului sulfurat de a forma diverse substanțe colorate în contact cu sărurile metalelor, se poate folosi pentru a realiza o experiență frumoasă. O schiță sau un desen necolorat poate fi vopsit cu soluțiile chimice, sugerate mai sus. La început, ele vor apare incolore, dar, prin apropierea de desen a unei bucăți de vată înmuiată în soluție de hidrogen sulfurat, desenul se va colora pe loc.

O variantă a aceleiași experiențe poate fi utilizată pentru a prepara o cerneală invizibilă. Scrieți cu o soluție slabă de acetat de plumb sau sulfură ferică pe o foaie de hîrtie și nimeni nu va fi în stare să citească ce ați scris. Cei informați pot face însă ca scrisul să devină vizibil, udînd hîrtia cu o soluție de hidrogen sulfurat.

În aer se găsesc și mici cantități de hidrogen sulfurat. Prezența lor face ca obiectele de argint să se păteze, cînd sînt lăsate în aer liber — datorită formării unui strat de sulfură de argint.

Pentru a preveni formarea acestui strat, puneți bucățele de camfor în contact intim cu metalul, în sertarul sau dulăpiorul în care se găsește un obiect de argint. Camforul se va „sublima" pe argint și va forma un strat protector, care va împiedica hidrogenul sulfuros să ajungă în contact cu metalul.

FABRICĂM ACID SULFURIC ÎN LABORATOR!

Prin anul 1200, Albert cel Mare — cel mai renumit alchimist al timpului — scria într-o carte (rezervată numai confraților săi): „spirtul de vitriol roman este cea mai puternică otravă".

Albert cel Mare, al cărui nume a rămas în istoria științei datorită cîtorva interesante descoperiri, nu greșea, cu condiția de a înlocui expresia, „spirtul de vitriol roman" prin „acid sulfuric" așa cum se spune astăzi, iar „otravă" prin „acid". Probabil că Albert cel Mare știa să-l prepare, dar și-a păstrat taina. Alchimistul Basilius Valentinus, în secolul al XV-lea, descrie primul felul în care se poate prepara „uleiul de vitriol" sau „acidul vitriolic"; aceste nume pornesc probabil de la numirea magică a sulfatului feros („vitriol verde").

Acidul sulfuric era ținut în mare cinste de alchimiști, din cauza energiei sale, dar constituția sa n-a fost cunoscută decît de la chimistul francez Lavoisier. Acidul sulfuric este un acid bibazic.

Se știe că hidrogenul, sub forma de ioni, este acela care dă proprietățile acide unui corp. Cu alte cuvinte, pentru ca să merite denumirea de „acid", o substanță trebuie să fie în stare să elibereze ioni de hidrogen (adică atomi de hidrogen încărcați pozitiv).

Fără nici un fel de îndoială, însă, alchimiștii pe care i-am pomenit la început nu cunoșteau aceste amănunte, pe care numai chimia modernă a reușit să le descopere.

Pentru realizarea experienței pe care ne-am propus-o, avem nevoie de foarte puține substanțe și aparate.

Mai întîi avem nevoie de un balon de sticlă. Acesta poate fi înlocuit cu o sticlă cu gura largă de jumătate de litru, dar e preferabil un balon rotund. Mai este necesar, după aceea, niște acid azotic. În sfîrșit, vom avea nevoie de sulf (pucioasă) și de o „lingură de ars" (o sîrmă lungă la capătul căreia se află fixat un căpăcel).

Vărsăm în balonul cu gura largă cîțiva centimetri cubi de acid azotic concentrat (HNO_3). După aceea, răsucim balonul în toate direcțiile, în așa fel, încît să udăm peste tot interiorul pereților balonului cu acidul azotic.

În lingura de ars luăm apoi sulf, îl aprindem și introducem lingura în interiorul balonului, unde o ținem pînă cînd tot sulful a ars. Această operație va fi repetată de cîteva ori (fig. 42). Adăugăm după aceea, cîțiva centimetri cubi de apă în lichidul

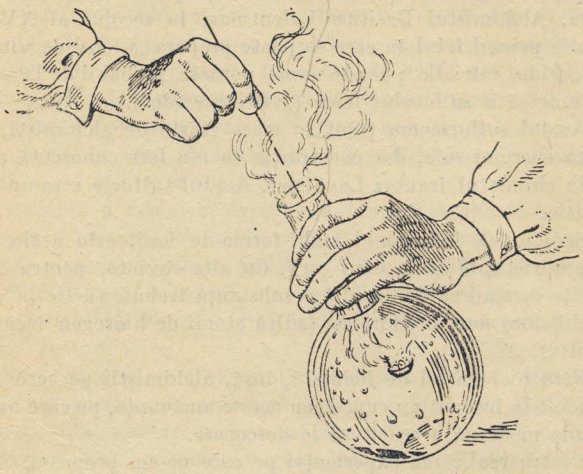


Fig. 42. Arzînd sulf în prezența acidului azotic obținem acid sulfuric.

din balon. Am obținut acid sulfuric! Nu vă vine să credeți? Ca să ne convingem, vom face reacția de recunoaștere. Luăm din acidul sulfuric fabricat de noi într-o eprubetă și adăugăm cîteva picături de clorură de bariu ($BaCl_2$). Căpătăm pe dată un precipitat alb, care se lasă la fundul eprubetei. Acest precipitat este datorit combinării acidului sulfuric cu bariu și formării sulfatului de bariu ($BaSO_4$).

În industrie, acidul sulfuric se prepară prin două metode, cunoscute sub numele de metoda contactului și metoda camerelor

de plumb. Ne vom ocupa acum de metoda camerelor de plumb. Ce se petrece în camerele de plumb, în care se fabrică industrial acidul sulfuric? Exact ceea ce s-a petrecut în balon. Această reacție (obținerea acidului sulfuric prin oxidarea gazului sulfuros, născut în urma arderii sulfului) este folosită și în industrie.

Mai întîi, acidul azotic se descompune în parte, dînd printre altele oxigen. Acesta se unește cu bioxidul de sulf (născut prin arderea sulfului) și cu apa din acidul azotic, dă acid sulfuric. Acidul azotic se formează din nou, luînd oxigen din aer.

Procesul se repetă la infinit; așadar, cel puțin în teorie, o cantitate mică de acid azotic poate, în prezența aerului, să oxideze cantități oricît de mari de bioxid de sulf (SO_2), oxigenul cedat de acidul azotic fiind reluat din aer de oxizii de azot.

Practic, totuși, cantitatea de SO_2 oxidată este limitată pentru că unele reacții nedorite, aduc după sine pierderi de azot.

Un astfel de fenomen în care o substanță declanșează reacția, părînd că ea însăși nu intră în reacție deoarece nu se transformă, se numește cataliză, iar substanța folosită catalizator. Rolul catalizatorului este de a favoriza producerea unei reacții chimice, furnizîndu-i energia necesară și deci accelerîndu-i cursul. În acest fel o reacție care în condiții obișnuite ar fi înceată, uneori chiar greu de observat din cauza încetinelii, în prezența catalizatorului se desfășoară cu energie. Există însă și substanțe care scad viteza reacțiilor sau chiar le opresc complet. Astfel, oxidarea bioxidului în trioxid de sulf (SO_3) este întîrziată prin prezența unor cantități foarte mici de alcool, glicerină sau alte substanțe organice. Astfel de substanțe care întîrzie sau opresc o reacție chimică, se numesc inhibitori.

Ca să ne putem face o idee de ceea ce se petrece în camerele de plumb, să facem următoarea experiență:

Vom folosi un balon mare, de sticlă, în fundul căruia vom pune puțină apă, și al cărui git îl vom închide cu un dop traversat de patru tuburi.

Printr-unul din aceste tuburi vine oxid de azot, provenind de la un balon unde am pus în contact cuprul cu acid azotic. Cuprul e sub forma de grunjuri sau de pilitură. Cel de al doilea tub aduce bioxid de sulf, care se prepară prin arderea sulfului. Cel de al treilea tub servește pentru a sufla aer înăuntrul balonului, cu o pară de cauciuc. Aceste trei tuburi coboară pînă la fundul balonului. Al patrulea tub nu pătrunde decît în partea de sus a gîtului balonului și este sortit să dea drum liber gazelor gonite prin suflare (fig. 43).

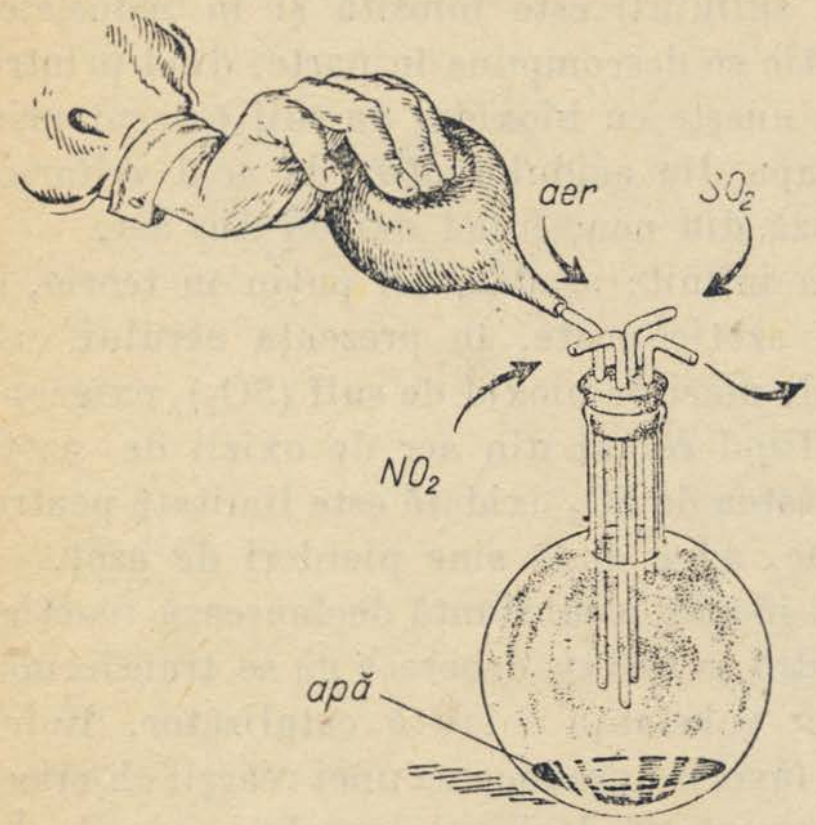


Fig. 43. O instalație simplă care ne dă posibilitatea să urmărim în mic fenomenele ce au loc în camerele de plumb la fabricarea acidului sulfuric.

Oxidul de azot, odată ajuns în balon, produce aici, împreună cu oxigenul din aer, niște vapori roșii, care dispar de îndată ce vin în contact cu apa de pe fund, care a fost încălzită mai dinainte, și cu gazul sulfuros. Cînd vaporii roșii încetează să se mai producă, suflăm din nou aer, și reacțiile reîncep imediat.

Formarea acidului sulfuric se recunoaște ușor, vărsînd în apa din balon o soluție diluată de clorură de bariu, care dă îndată un precipitat alb, insolubil, de sulfat de bariu.

Dacă cumva nu încălzim apa de pe fundul vasului, și dacă răcim vasul, cu ajutorul unui burete ud, se formează pe pereții acestuia niște cristale de acid nitrosil-sulfuric, numite „crista-

lele din camerele de plumb". Aceste cristale dispar dacă le punem în atingere cu apa, prin înclinarea balonului.

Trebuie să fim deosebit de atenți cînd lucrăm cu vapori nitroși care sînt foarte toxici. Pentru aceasta ferestrele laboratorului trebuie să fie larg deschise în tot timpul experiențelor.

Reacțiile de formare ale acidului sulfuric în camerele de plumb sînt următoarele:

Bioxidul de sulf se unește cu apa, dînd acid sulfuros:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

Hipoazotida reacționează cu acidul sulfuros, oxidîndu-l în acid sulfuric, iar ea reducîndu-se în oxid de azot:

$$H_2SO_3 + NO_2 = H_2SO_4 + NO$$

Oxidul de azot format în această reacție se combină cu oxigenul din aer, regenerînd hipoazotida:

$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

Aceasta își reia funcția de agent oxidant al acidului sulfuros. În camerele de plumb, în afară de reacțiile descrise mai sus, se mai produc și alte reacții secundare.

10. *BIOXIDUL DE CARBON, GAZUL CARE STINGE FOCUL*

După ce am ars cărbune în oxigen, așa după cum s-a arătat într-un capitol precedent, în borcan a ramas un gaz, numit „bioxid de carbon", care tulbură apa de var. De asemenea, prin arderea lemnului, a lumînării și a multor alte substanțe care sînt alcătuite, printre altele, și din carbon, căpătăm același gaz.

Luați un sifon și apăsați pe pîrghie... Lichidul țîșnește cu putere. Ce forță nevăzută face ca acest lichid să iasă din sticlă? Ați ghicit-o... este bioxidul de carbon. Și în bere, în limonadă,

în apele minerale, tot el este gazul care dă senzația unor ușoare pișcături pe limbă.

A venit acum timpul să ne ocupăm mai de aproape de bioxidul de carbon, a cărui formulă se scrie simplu: CO_2. Să încercăm, mai întîi, să-l preparăm în cantitate mai mare — și apoi să descriem cîteva experiențe din care să reiasă însușirile sale.

Într-un pahar înalt, punem o lingură de bicarbonat de sodiu sau o lingură de sodă de rufe (carbonat de sodiu). Turnăm deasupra cîteva linguri cu oțet obișnuit. Pe dată, lichidul se acoperă cu spumă: se formează bioxidul de carbon (CO_2).

În loc de oțet putem folosi acid clorhidric diluat, acid sulfuric diluat, acid azotic diluat sau alți acizi. În loc de bicarbonat de sodiu, putem întrebuința: sodă de rufe, marmură sau cretă, toate fărîmițate în bucățele mici.

În paharul nostru s-a adunat deasupra lichidului un gaz invizibil, fără miros. Să vedem acum, cum îl recunoaștem.

Să introducem în pahar un chibrit aprins sau o lumînare. Flacăra se stinge îndată ce pătrunde în bioxidul de carbon.

Dar o flacără se stinge și în azot și în alte gaze. Pentru ca să fim siguri că avem de a face cu bioxidul de carbon, trebuie să „vărsăm" bioxidul de carbon din paharul în care l-am fabricat, într-un alt pahar umplut cu apă de var. Bioxidul de carbon se poate „turna" la fel ca apa. Un litru de bioxid de carbon cîntărește (la 0° și 760 mm presiune) cam 2 g, iar un litru de aer numai 1,3 g. Deci, acest gaz este o dată și jumătate mai greu decît aerul. Îndată ce intră în contact cu bioxidul de carbon, apa de var se tulbură. Tulburarea apare mai repede dacă acoperim paharul în care se găsește apa de var și bioxidul de carbon și-l scuturăm puțin. Apa de var se prepară astfel. Luăm puțin var stins și-l amestecăm bine cu apă. Apoi filtrăm soluția printr-o hîrtie de filtru. Dacă lichidul pare prea tulbure, îl mai filtrăm încă o dată, așa ca să devină limpede de tot. Dacă nu avem la îndemînă hîrtie de filtru, lăsăm lichidul liniștit și așteptăm

pînă cînd tulbureala se lasă la fund. Turnăm apoi în alt pahar lichidul limpede, de deasupra.

Tulburarea apei de var este caracteristică pentru bioxidul de carbon. Orice gaz care stinge flacăra și tulbură apa de var, nu poate fi decît bioxidul de carbon.

Luăm un tub de sticlă și legăm pe el cu sîrmă subțire patru bucățele mici de lumînare, pe care le aprindem.

Punem apoi totul într-un borcan înalt (fig. 44). Într-o eprubetă preparăm bioxid de carbon printr-una din metodele arătate mai sus. Astupăm eprubeta cu un dop prin care trece un tubușor scurt de sticlă. La capătul acestui tubușor prindem un tub de cauciuc. Celălalt capăt al tubului de cauciuc îl punem în legătură cu tubul de sticlă, care servește drept suport pentru lumînări.

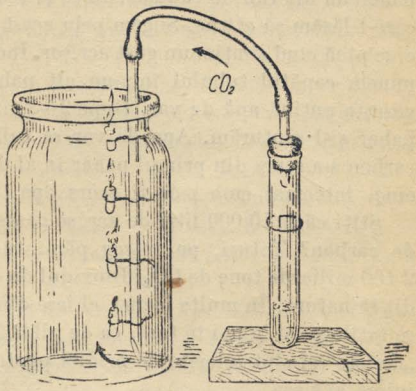


Fig. 44. Bioxidul de carbon nu întreține arderea și este mai greu decît aerul. De aceea se vor stinge întîi lumînările de la fundul borcanului.

Bioxidul de carbon pătrunde astfel prin acest tub, în fundul borcanului, pe care-l umple încet. Lumînările se sting de jos în sus, pe măsură ce bioxidul de carbon umple borcanul.

Iată deci încă o dovadă că bioxidul de carbon este mai greu decît aerul.

Am văzut că bioxidul de carbon poate fi turnat la fel ca apa.

De asemenea, poate fi supt și trecut prin tuburi de cauciuc, tot ca apa. Să facem o experiență.

Umplem un pahar cu bioxid de carbon, aducîndu-l tot printr-un tub de cauciuc, ca și în experiența precedentă. Punem apoi în pahar un alt tub de cauciuc, liber și scoatem afară un capăt, pe care-l lăsăm să atîrne. Sugem prin acest capăt al tubului de cauciuc pînă cînd simțim un gust acrișor. Îndată ce simțim acest gust, punem capătul tubului într-un alt pahar, pe fundul căruia se găsește puțină apă de var. După 2—3 minute acoperim al doilea pahar și-l scuturăm. Apa de var se tulbură. Deci, bioxidul de carbon s-a scurs din primul pahar în al doilea, prin tubul de cauciuc, întocmai cum s-ar fi scurs apa.

Știți că la 10 000 litri de aer, se găsesc numai 3 litri de bioxid de carbon? Totuși, pe întreg pămîntul se găsesc aproximativ 2 100 miliarde tone de CO_2. Bioxidul de carbon este foarte răspîndit în natură. În multe locuri, el iese din pămînt. Astfel de locuri se întîlnesc și la noi în țară, ca de pildă la Tușnad. Ele se numesc „mofete" și sînt folosite de medici pentru tratamentul bolilor de inimă și vase.

Alteori, acest gaz pătrunde în apele izvoarelor, se dizolvă și formează o apă gazoasă, la fel ca și sifonul, dar conținînd de obicei și alte substanțe dizolvate, cu însușiri vindecătoare. Astfel de ape se găsesc în țara noastră la Buziaș, Malnaș, Borsec, Tușnad, Vatra Dornei. Băile cu ape conținînd bioxid de carbon se recomandă pentru tratamentul unor boli de inimă și al hipertensiunii arteriale.

În timpul fabricării berii, vinului și în aluat, se dezvoltă foarte mult bioxid de carbon. De pildă, dacă înainte de fermentarea vinului, o cantitate de must conține, să zicem, 10 kg de zaharuri, după fermentație, acestea se transformă în aproximativ 5 kg de alcool și 5 kg de CO_2, ceea ce înseamnă cam 2500 de litri! Dacă acasă se frămîntă aluat pentru pîine sau cozonaci, luați o bucățică de aluat și puneți-o într-un borcănaș pe care-l

acoperiți cu un dop. A doua zi, descoperiți binișor borcănașul și vîrîți înăuntru un chibrit aprins. Chibritul se va stinge pe loc. Apa de var pusă în contact cu gazul format se tulbură. În borcănaș s-a strîns, deci, bioxid de carbon.

Cînd punem drojdie în aluat, iau naștere o mulțime de băsicuțe de bioxid de carbon. Ele ridică aluatul și-l fac să „crească". Drojdia de bere este formată din mici ciuperci, care fabrică bioxidul de carbon.

De asemenea, după cum spuneam mai înainte, bioxidul de carbon se capătă și din arderea substanțelor care cuprind carbon.

Pentru a dovedi aceasta, punem pe fundul unui borcan niște apă de var și-l acoperim cu o placă de sticlă. Introducem apoi în borcan, dînd puțin la o parte placa de sticlă, o lumînare aprinsă. Lumînarea se stinge după un timp. Scuturînd borcanul, apa se tulbură: deci, există bioxid de carbon. La fel se întîmplă dacă ardem cărbune, lemn, spirt etc.

Cantități mari de bioxid de carbon se formează și din respirația plantelor, animalelor și oamenilor. Să facem o experiență.

Turnăm într-un pahar două linguri pline cu apă de var. Fixăm apoi în pahar, deasupra apei, o ramură cu frunze. Trebuie să băgăm de seamă ca ramura să nu atingă apa. Acoperim totul cu o placă de sticlă și apoi ținem paharul la întuneric o zi întreagă. După acest timp, apa de var este tulburată de bioxidul de carbon ieșit din frunze. Scuturați bine paharul, pentru ca gazul să se combine cu apa de var.

Aceasta dovedește că pe întuneric, plantele formează bioxid de carbon. Acesta este procesul de respirație al plantelor, spre deosebire de cel de fotosinteză care se produce numai la lumină.

Să umplem o eprubetă pe jumătate cu apă de var, și să suflăm printr-un tub de sticlă timp de 1—2 minute, în lichid. Apa de var se tulbură încetul cu încetul. În aerul pe care-l expirăm se găsește mult bioxid de carbon. În organismul nostru se petrec multe arderi. Pentru acestea este folosit oxigenul inspirat în

plămîni. Bioxidul de carbon format în urma acestor arderi este eliminat tot prin plămîni, în expirație.

Umplem cu apă un pahar înalt, îl acoperim cu o placă de sticlă sau cu podul palmei și-l întoarcem cu gura în jos sub apă, într-un vas plin cu apă. Suflăm înăuntru printr-un tub de cauciuc. Paharul umplut astfel cu aer expirat trebuie acoperit acum cu placa de sticlă, sub apă, și întors din nou cu gura în sus.

Să introducem acum înăuntru o lumînare aprinsă. Aceasta se stinge mult mai repede ca într-un pahar tot atît de mare, plin cu aer curat.

Aerul inspirat e alcătuit din aproximativ 79 părți de azot 21 părți de oxigen și 0,03 părți de bioxid de carbon. Cel expirat e format din 79 părți de azot, cam 16 părți de oxigen și 4 părți de bioxid de carbon.

Bioxidul de carbon se găsește deci în aer în cantitate mică. El nu este vătămător organismului, în această cantitate. În oxigenul care se administrează bolnavilor se amestecă chiar și puțin bioxid de carbon care reprezintă un excitant al centrului respirator.

Dacă bioxidul de carbon se găsește în cantitate foarte mare în aer, acesta nu mai este respirabil. Așa se întîmplă în submarine și în pivnițele de fermentație, unde bioxidul de carbon se poate aduna, uneori, în cantitate mare. În aceste cazuri, pot avea loc accidente grave.

Pentru a înlătura bioxidul de carbon din astfel de locuri se pun vase cu lapte de var. Acesta atrage bioxidul de carbon și-l fixează. Și mai bune sînt soluțiile de hidroxid de sodiu sau de potasiu.

Să preparăm bioxid de carbon, ca în prima experiență. Să adăugăm, la amestecul de sodă și oțet, două linguri pline cu lapte de var sau cu soluție de hidroxid de sodiu. Fiți atenți, să nu duceți soda la gură sau la ochi, căci arde! Spălați-vă mîna după ce umblați cu sodă!

Apăsați acum bine podul palmei pe marginea paharului, și scuturați. După cîtva timp, paharul se va agăța atît de puternic de palmă, încît îl vom putea lăsa să stea atîrnat singur, fără să-l mai sprijinim (fig. 45). Ce s-a întîmplat? Laptele de var sau hidroxidul de sodiu a absorbit bioxidul de carbon, cu care s-a unit. Înăuntrul paharului se găsește deci un loc gol, care fusese ocupat de acest gaz. Aerul din afară caută să pătrundă în pahar, dar nu poate și apasă puternic paharul pe palmă, ca o ventuză.

Fig. 45. Paharul zburător.

Sifonul nu este altceva decît apă, în care s-a dizolvat, prin presiune, bioxid de carbon. Bioxidul de carbon este gazul din sifon, care înțeapă la limbă. Acest gaz se desprinde foarte ușor din apa sifonului. Astfel, răsturnați un sifon cu fundul în sus (fig. 46). Fixați, la capătul tubului de metal al sifonului, un tub de cauciuc.

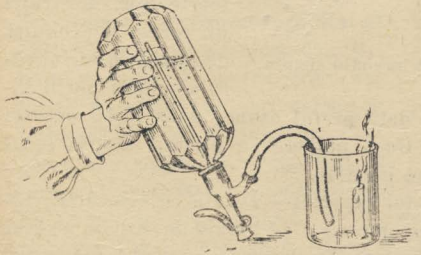


Fig. 46. Sifonul poate fi folosit ca generator de bioxid de carbon.

Conduceți celălalt capăt al tubului de cauciuc la gura unui pahar înalt, pe fundul căruia se găsește o lumînare aprinsă. Apăsați acum pe mîner. Gazul ieșit din apă trece prin tubul de sticlă dinăuntrul sifonului și ajunge în tubul de cauciuc. El coboară, apoi, în pahar și stinge lumînarea.

Puteți să-i faceți și proba „apei de var"; bioxidul de carbon va tulbura pe dată apa.

După cum ați văzut, bioxidul de carbon stinge focul. Mai bine-zis, adunîndu-se în jurul flăcării, el împiedică oxigenul din aer să vină în contact cu acesta și deci să întrețină arderea.

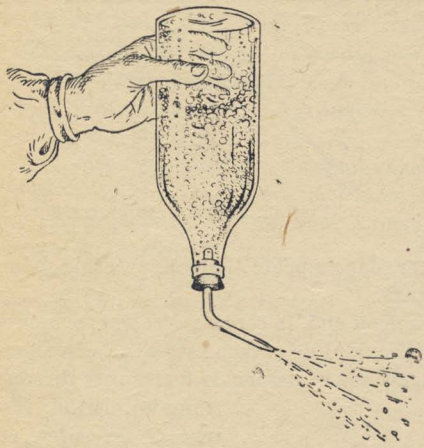


Fig. 47. Un stingător de incendiu simplu.

Această însușire a bioxidului de carbon este folosită pentru stingerea incendiilor.

Cele mai multe aparate de stins focul se bazează pe acțiunea bicarbonatului de sodiu, presărat pe flacără ca un praf. Puteți demonstra aceasta foarte ușor. Construiți un cornet sau tubuleț de hîrtie, la vîrful căruia puneți puțin bicarbonat. Suflați dintr-o dată praful asupra unor hîrtii aprinse într-o farfurie de tablă. Dacă pulberea a nimerit asupra focului, îl va stinge aproape imediat.

Care e explicația acestei experințe? Îndată ce e încălzit, bicarbonatul de sodiu se descompune dînd bioxid de carbon, a cărui acțiune am văzut-o mai înainte. De asemenea, această descompunere răcește focul.

Pulberea este recomandată îndeosebi pentru stins focul de petrol.

Bioxidul de carbon cuprins în spumă e de asemenea folosit pentru stingerea focului. Se poate alcătui o „spumă demonstra-

tivă", dizolvînd o jumătate de lingură de alaun într-un pahar cu apă, și o jumătate de linguriță de bicarbonat de sodiu plus puțină gelatină pulverizată, în alt pahar cu apă. Amestecați-le ntr-o sticlă și puneți-i imediat un dop găurit, prin care trece un tub de sticlă. Se formează îndată o spumă deasă. Lichidul țîșnește cu putere din sticlă, stingînd orice foc (fig. 47).

Din experiențele noastre, putem să deducem și o metodă de analiză. A „analiza" înseamnă a cerceta din ce substanțe este alcătuită o substanță oarecare. Despre analize vom vorbi mai mult în capitolele următoare. Putem să ne dăm seama dacă pămîntul din grădină conține piatră de var (carbonat de calciu). Iată cum: Punem într-o farfurie 2—3 linguri de pămînt fărîmițat și picăm peste el acid clorhidric diluat. Se pornește o „fierbere", datorită bioxidului de carbon care se formează. Cu cît e mai mare fierberea, cu atîta și conținutul de piatră de var este mai mare. Dacă întrebuințăm praf de cretă bine fărîmițat și acid clorhidric concentrat, pe care le amestecăm într-un pahar conic, se produce o fierbere atît de puternică, încît se umple tot paharul cu spumă. Experiența este foarte frumoasă (fig. 48).

Fig. 48. Bioxidul de carbon, rezultat din acțiunea acidului clorhidric asupra carbonatului de calciu, face lichidul să iasă din vas sub formă de spumă.

Dar experiențele noastre nu se termină aici. După cum am văzut și mai înainte, bioxidul de carbon poate fi turnat ca un lichid. Să „vărsăm" astfel puțin bioxid de carbon pînă ce umplem, pînă la gură, un pahar mai mare sau o oală. Lăsăm apoi să cadă

deasupra cîteva baloane de săpun. Ele vor pluti deasupra bioxidului de carbon. Fumul de țigară îndreptat asupra paharului va pluti, și el, deasupra gazului invizibil!

Să terminăm, dînd acum o experiență practică. Să ne preparăm niște prafuri de limonadă, adică prafuri care, dizolvate în apă, vor da un lichid plăcut la gust și care „pișcă la limbă" ca limonada.

Luați două linguriță de zahăr, două linguriță de acid tartric (sare de lămîie) și o linguriță de bicarbonat de sodiu. Toate aceste substanțe trebuie să fie fărîmițate separat, ajungînd la un praf cît mai fin. De aceea, le veți pisa cît mai bine, înainte de a le amesteca.

Dacă aruncați acest amestec în apă, el „fierbe"; se formează, adică, bioxid de carbon, care dă apei un gust foarte plăcut, ca o limonadă, pe care o puteți bea fără grijă.

Și acum o scurtă explicație. Va trebui, să răspund la cîțiva „pentru ce" pe care, fără îndoială, sînteți gata să mi-i puneți.

Pentru ce se formează bioxid de carbon, din oțet și bicarbonat de sodiu? Oțetul e acid acetic diluat. Acizii descompun bicarbonatul de sodiu ($NaHCO_3$), eliberînd bioxid de carbon (CO_2). Reacția cea mai simplă este aceea care se produce cu acidul clorhidric:

$$HCl + NaHCO_3 = CO_2 + H_2O + NaCl.$$

Pentru ce se tulbură apa de var, în prezența bioxidului de carbon?

Pentru a răspunde, să vedem care este compoziția apei de var: $Ca(OH)_2$.

Reacția dintre apa de var și bioxidul de carbon este:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

Carbonatul de calciu este o sare insolubilă, care formează precipitatul, ce tulbură lichidul.

Se știe că oxidul de carbon este un gaz foarte toxic. Nu trebuie, în primul rînd, să-l confundăm cu bioxidul de carbon (care nu este atît de toxic ba, dimpotrivă, se întrebuințează amestecat cu oxigenul pentru tratamentul asfixiilor, constituind un excitant al centrului respirator). Oxidul de carbon (CO), în schimb, se comportă cu totul altfel. Inspirat, trece în sînge unde formează cu hemoglobina un compus ireversibil. Această reacție petrecută în sînge poate fi ucigătoare.

Într-adevăr, hemoglobina care se găsește în globulele roșii din sînge și-i dă acestuia culoarea sa, are rolul de a se uni cu oxigenul în plămîni, și de a-l lăsa liber în țesuturile corpului. În schimb, hemoglobina se încarcă cu bioxid de carbon din aceste țesuturi, și apoi îl lasă liber la plămîni.

Toate aceste combinații sînt reversibile; adică, de exemplu, combinația hemoglobinei cu oxigenul nu e definitivă, ci se poate desface foarte ușor în țesuturi; tot așa și cu bioxidul de carbon.

Problema se schimbă însă atunci cînd este vorba de oxidul de carbon. Acesta formează cu hemoglobina un nou compus, carboxihemoglobina, care nu se mai desface. Hemoglobina combinată este deci pierdută și nu mai avem nici un mijloc prin care oxigenul din plămîni ar putea fi transportat la țesuturi, ceea ce duce la asfixia și moartea omului sau a animalului, chiar dacă au fost scoși la aer curat.

Un alt păcat al oxidului de carbon este că acest gaz nu are nici un miros. El poate fi oricînd emanat din mașinile de călcat cu cărbuni sau din sobele de tuci. E bine de știut că oxidul de carbon are proprietatea de a străbate ușa de tuci a acestor sobe, chiar dacă e ermetic închisă (trece prin porii fontei).

Chimia ne va ajuta totuși să descoperim prezența acestui gaz nociv într-o cameră unde s-a călcat cu mașina cu mangal, de pildă.

O soluție slabă de permanganat de potasiu, acidulată cu acid azotic, se decolorează sub influența oxidului de carbon. Acesta e principiul experienței noastre. Dacă se adaugă puțin azotat de argint la soluție, decolorarea are loc mai repede.

Iată cum ne vom prepara reactivul necesar experienței bazate pe acest principiu. Avem nevoie de două soluții: soluția A și soluția B.

Soluția A: soluția de permanganat de potasiu ($KMnO_4$). Fierbem un litru de apă distilată la care am adăugat cîteva picături de acid azotic pur (HNO_3). Adăugăm apoi picătură cu picătură permanganat dizolvat, pînă obținem o culoare roză, persistentă. După răcire, mai dizolvăm 1 g de permanganat cristalizat și îl adăugăm 50 cm^3 de acid azotic. Ținem lichidul ferit de lumină.

Soluția B: soluția de azotat de argint. Dizolvăm 2 sau 3 g de azotat de argint cristalizat într-un litru de apă distilată.

Reactivul propriu-zis se prepară în momentul experienței, amestecînd:

Soluția A	1 cm^3
Soluția B	20 cm^3
Acid azotic pur	1 cm^3
Apă distilată fără materii organice	50 cm^3

Pentru a ști dacă oxidul de carbon din cameră, care a decolorat lichidul astfel preparat, este în doză primejdioasă, procedăm în felul următor.

Luăm două flacoane pline cu apă curată. Îl golim pe primul în camera al cărei aer suspect trebuie cercetat. Pe cel de al doilea îl golim în aer liber, el umplîndu-se deci cu aer normal; acest al doilea flacon servește de „martor". Punem cele două flacoane pe o foaie de hîrtie albă și vărsăm în fiecare cîte 25 cm^3, din reacțiv, apoi le astupăm. După puțină vreme, flaconul care va cuprinde oxid de carbon va avea soluția decolorată, iar

„martorul" o va avea tot roză. Dacă decolorarea se face în mai puțin de două ore, doza de gaz toxic este primejdioasă.

Cum se poate obține în laborator oxid de carbon? Natural, chimiștii amatori nu sînt siliți să aștepte ca în casă să se calce cu mașina cu cărbuni, sau să se petreacă vreun accident, pentru a experimenta reactivul preparat după cum am arătat mai sus.

De aceea, ei vor putea să-și prepare singuri oxid de carbon, pe care-l vor conduce, din vasul de preparat, printr-un tub de sticlă sau de cauciuc, într-o eprubetă în care au pus soluția reactivă.

Vor putea astfel să constate imediata ei decolorare.

Cea mai ușoară metodă de preparare a oxidului de carbon se face pornind de la acidul oxalic, un acid organic, care are formula foarte simplă $(COOH)_2$.

Astfel, încălzim într-o eprubetă 7 g de acid sulfuric concentrat cu 1 g acid oxalic cristalizat. Acidul sulfuric, foarte avid de apă, descompune acidul oxalic în apă, oxid de carbon și bioxid de carbon; schematic, putem scrie astfel reacția, fără să mai introducem și acidul sulfuric:

$$(COOH)_2 \rightarrow CO + CO_2 + H_2O$$

Plimbînd un chibrit la gura eprubetei, oxidul de carbon se aprinde și arde cu flacără slabă.

Pentru a îndepărta din amestecul de gaze bioxidul de carbon, am putea intercala între eprubetă și reactivul oxidului de carbon, un flacon spălător cu o soluție de hidroxid de potasiu, care reține aproape tot bioxidul de carbon.

UN DEZINFECTANT UTIL

O substanță utilizată destul de mult în viața de toate zilele, ca mijloc de dezinfecție, este permanganatul de potasiu ($KMnO_4$) — o sare de potasiu a acidului permanganic ($HMnO_4$). Această substanță se obține de la farmacii sub forma unor cristaline

lunguiețe, cu strălucire metalică, închise la culoare; ele se dizolvă în apă dînd o soluție colorată violet.

Culoarea este atît de puternică, încît o soluție formată prin dizolvarea unui gram de permanganat în 500 litri de apă, mai prezintă încă o nuanță roșie.

Încălziți cîteva cristale uscate de permanganat într-o capsulă sau într-o ceșcuță de porțelan. Cristalele se vor descompune cu zgomot, degajînd un gaz. Dacă veți apropia de capsulă un chibrit sau o așchie stinsă de curînd, la care se mai vede un vîrf roșu, veți avea surpriza de a vedea lemnul aprinzîndu-se. Deci, prin descompunerea permanganatului de potasiu se degajă oxigen.

Chiar și în soluții apoase, permanganatul de potasiu cedează oxigen, mai ales sub influența și în prezența pulberilor și a luminii solare. În urma degajării oxigenului, se formează niște precipitate brune, care sînt alcătuite din bioxid de mangan (piroluzită).

Vărsați o soluție de permanganat de potasiu pe hîrtie: aceasta se va colora complet în brun. Dizolvați un gram de cristale de permanganat de potasiu într-un litru de apă și frecați pielea cu această soluție: se va forma o culoare brună foarte vizibilă.

În acest fel se poate obține o „bronzare" artificială a pielii fără nici un pericol și fără a o expune la soare. De asemenea puteți să vopsiți lemnul, să-i aplicați un „baiț" — un fond de culoare brună — ungîndu-l de vreo două-trei ori cu soluție de permanganat de potasiu (10—100 de grame la un litru de apă).

Să arătăm acum unul din mijloacele de preparare a permanganatului de potasiu. Încălziți, într-un creuzet de fier, 50 g bioxid de mangan cu 50 g clorat de potasiu și 60 g soluție de hidroxid de potasiu (dizolvat în cea mai mică cantitate de apă posibilă). După ce această masă a fost adusă încetul cu încetul la roșu închis, o lăsăm să se răcească și o dizolvăm în apă fierbinte. Se obține astfel un lichid purpuriu, care cedează cu ușurință oxigenul pe care-l conține materiilor organice, și tuturor corpurilor reductoare: este o soluție de $KMnO_4$.

Datorită ușurinței cu care este redus, soluțiile de permanganat de potasiu se folosesc în analize pentru dozarea acidului sulfuros, acidului oxalic, sulfatului feros etc., în contact cu care permanganatul se decolorează.

Soluțiile de permanganat de potasiu sînt dezinfectante, adică ucid bacteriile, datorită oxigenului pe care-l pot ceda. De aceea, ele sînt întrebuințate pentru gargară (în soluții atît de diluate, încît să aibă o culoare roză.) În regiunile în care bîntuie epidemii, se obișnuiește să se pună seara în apa de băut un cristal de permanganat de potasiu. În mușcăturile de șarpe, în lipsa altor intervenții, o soluție de 1—5% permanganat, cu care se spală mușcătura, poate avea efect favorabil.

În cazul înțepăturilor de albine, se îndepărtează întîi acul și apoi se freacă rana cu o soluție de permanganat; și în aceste împrejurări, otrava e transformată în substanță nevătămătoare.

Proprietatea de a ceda oxigen se accentuează cînd permanganatul este pus în mediu acid. Luați, astfel, într-o capsulă cîteva cristale de permanganat și picați cîteva picături de acid sulfuric. Amestecul acesta degajă imediat oxigen atomic, care reacționează foarte puternic cu diferite substanțe.

Experiențe în legătură cu această preparare au fost descrise într-un capitol anterior.

Oxigenul cedat de permanganat distruge mirosurile urîte; de aceea, ceapa încălzită cu o soluție de permanganat de potasiu își pierde mirosul.

DE LA ARĂMIREA ALUMINIULUI LA CALORIFERUL DE BUZUNAR

Chimistul amator cunoaște, desigur, din numeroase experiențe, aluminiul, acel metal alb, ușor, cu atît de multe utilizări. Chiar în acest volum sînt descrise unele experiențe. Aluminiul

are însă și unele neajunsuri — și unul dintre acestea este că nu se poate cositori. Tinerii radioamatori care, încercînd să realizeze construcțiile recomandate au întîlnit această dificultate, au avut probabil prilejul să cunoască mijloacele prin care neajunsul este înlăturat în industrie. Într-unul dintre acestea, pe locul unde urmează să se facă legătura prin cositorire, tabla de aluminiu este arămită — acoperită cu un strat subțire de cupru. Pe această suprafață, cositorul prinde foarte bine.

Veți întreba desigur: ce legătură poate avea toată această întîmplare cu noi, chimiștii amatori? Problema este mai legată de chimie decît s-ar părea la prima vedere.

Înainte de a trece la rezolvarea acestei probleme, să facem cîteva experiențe ușoare. Într-un pahar, să pregătim o soluție de sulfat de cupru ($CuSO_4$). Pentru aceasta dizolvăm sulfat de cupru (piatră vînătă) în apă. Apoi introducem în soluție un cui de fier (Fe). Peste cîtva timp cuiul va căpăta pe deasupra sa o pojghiță subțire de cupru: fierul s-a arămit! Ce s-a întîmplat din punct de vedere chimic? Soluția era formată, după cum am arătat, din sulfat de cupru, o sare a metalului cupru (aramă). Fierul de la suprafața cuiului a pătruns în soluție, formînd sulfat de fier, iar cuprul s-a așezat pe cui în locul fierului.

Se poate, deci, spune că fierul a înlocuit cuprul în soluție.

Același fenomen se petrece și dacă, în paharul care cuprinde soluția de sulfat de cupru, scufundăm un bastonaș de zinc. Cuprul din soluție se depune pe bastonașul de zinc, iar zincul trece în soluția de cupru și vom vedea că după cîtva timp, soluția se decolorează.

Să trecem acum la o altă experiență; să dovedim că și cuprul (Cu) la rîndul său, poate să deplaseze un alt metal în soluție. Să facem, de exemplu, o soluție de azotat mercuros [$Hg_2(NO_3)_2$] și să introducem în această soluție o sîrmă de cupru. În scurtă vreme, sîrma va deveni strălucitoare! Experiența se explică la fel ca mai sus. Cuprul a înlocuit mercurul (Hg) din soluție,

silindu-l pe acesta să se depună. Or, mercurul formează îndată aliaj cu cuprul. Se știe că aliajele formate de mercur cu cele mai multe metale se numesc amalgame. Dar nici mercurul nu este cel mai „slab" dintre metale! Să punem în fundul unui pahar o bobiță de mercur, acest metal argintiu, strălucitor (nu este nevoie să mai amintim chimiștilor amatori că mercurul este singurul metal uzual lichid la temperatura obișnuită). Să adăugăm apoi în pahar o soluție concentrată de azotat de argint ($AgNO_3$), obținută dizolvînd azotat de argint în apă. După cîtva timp se formează amalgam de argint, sub forma unor firișoare, ce cristalizează pe suprafața mercurului.

În toate aceste exemple, metalele cele mai „tari" au scos din combinație metalele cele mai „slabe".

Dacă le-am înșira după puterile lor descrescînde, am putea scrie: Zn—Fe—Cu—Hg—Ag. Asta înseamnă că primele metale sînt mai „tari" decît ultimele. De exemplu, vîrînd o sîrmă de cupru într-o soluție de azotat de argint, cuprul va izbuti să înlocuiască argintul, acoperindu-se cu un strat alb, de argint strălucitor. Unul din metale poate deci să-l înlocuiască nu numai pe cel care-l urmează, dar și pe oricare din cele următoare mai „slabe".

Ceea ce noi am numit metale mai „tari", în chimie se numesc metale cu o tensiune electrolitică de dizolvare mai mare.

Dar, să trecem mai departe. Scufundînd fierul în soluție de sulfat de cupru, fierul s-a acoperit îndată cu un strat de cupru. Procedînd prin analogie, să încercăm același lucru și cu aluminiul.

Scufundăm o foaie de aluminiu într-o soluție de sulfat de cupru și așteptăm. Așteptarea ne va fi însă zadarnică. Nu vom obține nici un rezultat.

Cauza? Dacă ne gîndim puțin, vom găsi și cauza.

Să luăm una din experiențele descrise mai sus, de exemplu, amalgamarea cuprului cu azotat mercuros. Ce se întîmplă acolo?

Cuprul din sîrmă intră în combinație cu acidul azotic, în timp ce mercurul părăsește soluția și se depune pe sîrmă. Este deci un fenomen care se poate asemăna cu dizolvarea metalului într-un acid.

Multe metale nu sînt însă atacate de orice acid. Ele pot prezenta o pasivitate. Așa, de exemplu, aluminiul nu este atacat de acidul azotic sau sulfuric; în schimb, se dizolvă cu ușurință în acid clorhidric.

Iată deci explicația nereușitei experiențe! Aluminiul nu era atacat de acidul sulfuric. Pentru ca experiența să reușească va trebui să înlocuim deci sulfatul cu clorura de cupru.

Să încercăm practic: ne vom convinge că nu ne-am înșelat. Punem într-un pahar o soluție de clorură de cupru și scufundăm în această soluție foițe de aluminiu. Deplasarea cuprului de către aluminiu are loc imediat, ba chiar cu o oarecare violență: soluția se încălzește destul de puternic, uneori pînă la fierbere.

Din nefericire, cuprul depus nu ne îndeplinește toate dorințele! El nu aderă de foaia de aluminiu ca argintul sau mercurul, din experiențele precedente, ci se adună în grămăjoare izolate, în formă asemănătoare unor bureți. Pentru a obține un rezultat asemănător cu cel din industrie, este necesar să se lucreze după anumite indicații speciale. În schimb, vedem că în cursul cercetărilor noastre am descoperit o reacție interesantă, care poate fi întrebuințată în mod practic, pentru obținerea „Caloriferului chimic".

Prin scufundarea unei mici bucăți de aluminiu într-o soluție de clorură de cupru se produce, după cum am văzut, o mare cantitate de căldură. Este ceea ce se numește în chimie, o reacție „exotermă" (cu producere de căldură). Folosind cum trebuie această reacție, ne vom putea alcătui un fel de calorifer de buzunar. Desigur, pentru aceasta nu este destul să repetăm experiența așa cum am descris-o mai sus. Căldura ar fi foarte mare, dar producerea ei ar dura un timp prea scurt.

Ne vom confecționa mai întîi o pungă din hîrtie cer. închisă la ambele capete. Pentru alcătuirea unei astfel utilizat nu este nevoie de nici o îndrumare specială. S-ar putea însă să nu știți cum se procedează pentru cerarea hîrtiei. Pentru

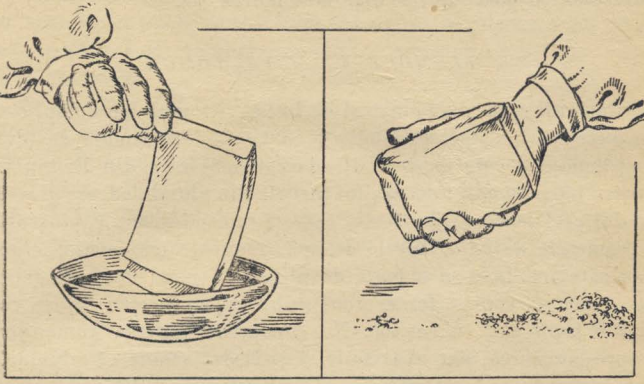


Fig. 49. Punga și caloriferul de buzunar.

aceasta, dizolvăm mai întîi în benzină puțină parafină sau, preferabil, ceară de albine. Într-o capsulă de sticlă punem la încălzit, pe o bain-marie, puțină benzină și ceară (parafină). Trebuie să fim foarte atenți pentru ca vaporii de benzină să nu se aprindă de la flacără.

Punga făcută din hîrtie de împachetat va avea mărimea palmei (fig. 49). O înmuiem în soluție de parafină. Prin uscare, hîrtia devine cerată, impermeabilă (nu lasă apa să treacă). Eventual, ne-am putea confecționa o pungă și din celofan, deși acest material poate prezenta unele dezavantaje (se strică ușor).

Facem un amestec din clorură cuprică și aluminiu în formă de praf (pilitură de aluminiu) în părți egale (în total 5—10 grame). Apoi amestecăm aceste substanțe cu rumeguș de lemn

Cuprul din o în cantitate mai mare. Cu acest praf umplem punga. ce mercur-m ca micul calorifer de buzunar astfel alcătuit să înceapă ur- funcționa, turnăm în pungă puțină apă (aproximativ 10 cm cubi). Datorită reacțiilor descrise mai sus, se produce o încălzire puternică ce poate dura chiar mai multe ore.

PLUMBUL, UN METAL COMUN

Romanii erau mari amatori de băi și sistemul lor complicat de distribuire a apei pretindea o cantitate foarte mare de țevi de plumb, pe care meșterii îl aduceau mai ales din Britania. Pentru băi, romanii foloseau foi turnate din plumb, adesea groase de doi centimetri și jumătate, care se puneau drept căptușeală în camerele de baie. Țevile de apă, lungi de trei metri, erau fabricate îndoindu-se o foaie de plumb în jurul unei vergele, așa încît să capete forma unui tub. Capetele erau lipite cu plumb topit sau cu cositor. Nu cunoaștem părerea romanilor despre coroziune, dar ei trebuie să-și fi dat seama că plumbul avea o rezistență foarte mare la atacul apei: unele din conductele de apă, fabricate acum două mii de ani, au fost dezgropate la Pompei, Roma și în alte părți, și s-au găsit în stare perfectă. Numele pe care romanii îl dădeau plumbului era „plumbum", iar lucrătorii care lucrau cu acest metal se numeau „plumbari"; mulți din acești plumbari erau femei.

O proprietate care face ca plumbul să poată fi lucrat cu ușurință, e punctul său de topire scoborît (327°C). Plumbul topit poate fi turnat în forme. Ușurința cu care se toarnă în forme este una din cauzele pentru care plumbul a fost întrebuințat, timp de secole întregi, pentru fabricarea metalului de litere tipografice; de exemplu, această carte s-a tipărit întrebuințîndu-se un aliaj care conținea 76% plumb, 16% antimoniu și 8% cositor.

Temperatura scăzută de topire și duritatea sa scăzută au făcut pe cel vechi să considere plumbul drept cel mai puțin nobil

dintre metale. Totuși, deși atît de ieftin, plumbul a fost utilizat un timp pentru baterea monedelor, pentru că era ușor de turnat și rezista la coroziune.

Plumbul nu formează aliaje folositoare cu fierul, zincul sau aluminiul. În unele cazuri, nici măcar nu se amestecă cu alte metale topite: de exemplu, plumbul și aluminiul topit nu „vor" să se amestece.

Pe de altă parte, plumbul formează aliaje cu alte metale cu duritate și punct de topire tot atît de scăzut; de exemplu, aliajele de plumb și cositor sînt foarte mult folosite la sudură. Aliajele de plumb cu stibiu, conținînd cam 10% stibiu (antimoniu) sînt întrebuințate pentru plăcile de acumulator și un material asemănător se întrebuințează pentru „soldații de plumb" și forme ornamentale. Umplutura grea a gloanțelor de pușcă constă din aliaje de plumb și antimoniu, conținînd cam 2 pînă la 5% antimoniu.

Deși plumbul e unul din cele mai grele metale, totuși este puțin rezistent și atît de moale, încît poate fi tras în formă de foi cu ușurință și chiar la rece poate fi lucrat în vergele, tuburi sau țevi. Mica rezistență a plumbului este vinovată de faptul că acest metal nu poate fi întrebuințat în construcții. O vergea de oțel moale, cu diametrul de 2,5 cm, suportă o greutate de peste 25 de tone fără să se rupă, dar o vergea similară din plumb se rupe sub o greutate de mai puțin de o tonă.

Rezistența aliajelor de plumb e atît de mică, încît nu e surprinzător că, în timp ce se făceau progrese în legătură cu aliajele mai tari (oțel, aluminiu, magneziu, nichel și cupru), nu se prea dădea mare atenție posibilității de a îmbunătăți duritatea plumbului, care reprezintă numai o fracțiune din aceea a oțelului sau a duraluminiului. Cu toate acestea, s-ar găsi suficiente motive, pentru ca să se încerce ameliorarea proprietăților mecanice ale aliajelor de plumb, dat fiind că acestea sînt supuse totuși unor anumite forțe. Cînd apa din țevi îngheață, dilatarea produsă are

destulă forță ca să spargă țeava după două sau trei înghețuri. S-au realizat totuși unele progrese și în această direcție. Adăugarea a mai puțin decît o zecime din 1% telur, este atît de eficace, încît o țeavă rezistă la cinci înghețuri înainte de a se sparge. Un aliaj conținînd 0,25% antimoniu, întrebuințat pentru acoperirea cablurilor telefonice, capătă o rezistență foarte mare, încît cablul poate rezista la vibrații puternice.

O mare cantitate de plumb este întrebuințată zilnic. Cam a cincea parte din producția de plumb se folosește pentru fabricarea compușilor chimici: ceruza sau albul de plumb (care e un carbonat) și plumbul roșu, masicotul sau litarga (oxizi de plumb). Alte întrebuințări „invizibile" ale plumbului sînt pentru protecția cablurilor și pentru plăcile acumulatorilor, fiecare din acestea reprezentînd cîte o cincime din producție.

Plumbul e un metal atît de modest, încît atunci cînd, în Anglia, un oarecare „gentleman" a vizitat toate bisericile dintr-o anumită provincie și s-a oferit să le înlocuiască acoperișurile vechi de plumb cu foi noi și frumoase din același metal, nimeni nu a bănuit că vechile acoperișuri ar putea avea oarecare valoare. Individul descoperise însă că plumbul vechi, din care fuseseră făcute acoperișurile, provenea dintr-o regiune unde se găseau amestecate minereurile de plumb și de argint și că plumbul conținea o mare cantitate de argint, care putea fi extras ușor, așa că era foarte convenabil să pună acoperișuri noi în locul celor vechi.

Departe de a dori să scriem „un tratat asupra plumbului" nu încercăm aici decît să vă facem cunoștință cu acest metal. Astfel, după datele despre metalurgia plumbului, să trecem la cîteva curiozități chimice.

Plumbul, foarte strălucitor atunci cînd este proaspăt tăiat, devine repede mat în contact cu aerul, din cauza formării unui strat de oxid. Încălzit puțin deasupra temperaturii sale de topire, el se acoperă cu o pieliță care, absorbind puțin cîte puțin oxigenul

din aer, se transformă în protoxid de plumb (PbO) amorf, o pulbere de culoare galbenă (masicotul). Dacă temperatura e și mai ridicată, oxidarea se face rapid, protoxidul care ia naștere se topește și prin răcire dă mici solzișori de litargă.

Vopselele sînt materiale cu care se acoperă obiecte confecționate, pentru a le da un aspect mai frumos și pentru a le mări rezistența față de agenții atmosferici. Știm cu toții că un gard vopsit are o viață mai lungă decît unul nevopsit, deoarece de pe el apa se scurge ușor și nu-l face să putrezească.

Vopselele se obțin din pigmenți frecați cu uleiuri sicative.

Pe lîngă pigmenții naturali — ca de exemplu: creta, ocrul, ardezia — pentru obținerea vopselelor se folosesc mai ales pigmenții preparați pe cale artificială. Orice chimist amator poate să-și prepare — folosind cîteva săruri de plumb — o serie de pigmenți pe care-i poate apoi folosi la prepararea vopselelor.

Alb de plumb. Dizolvați 25 g acetat de plumb în 190 cm^3 apă și adăugați în soluția obținută 19 g litargă. Fierbeți amestecul timp de o jumătate de oră. Obțineți astfel o soluție care cuprinde o formă solubilă de acetat de plumb. Filtrați soluția. Pentru a obține albul de plumb — care este un carbonat bazic de plumb — treceți prin lichidul filtrat un curent de bioxid de carbon, obținut prin acțiunea acidului clorhidric diluat asupra carbonatului de sodiu sau asupra marmurei (carbonat de calciu). Albul de plumb precipită. Filtrați și spălați bine cu apă precipitatul, apoi uscați-l.

Iată încă două procedee după care se poate prepara albul de plumb:

1. Într-un pahar de sticlă puneți 100 cm^3 acid acetic și 7 g glicerină. Încălziți puțin această soluție, apoi puneți în pahar cîte puțină litargă, pînă cînd aceasta nu se mai dizolvă și rămîne în exces. Filtrați lichidul și treceți prin soluția filtrată un curent de bioxid de carbon. Se precipită albul de plumb, care poate fi ușor separat prin decantare; apoi, uscați precipitatul. Soluția

rămasă (acetatul neutru de plumb + glicerină) poate fi folosită pentru obținerea unei alte cantități de pigment. Pentru asta, e suficient să introducem în această soluție o nouă cantitate de litargă, să repetăm tratarea cu bioxid de carbon și apoi să separăm albul de plumb.

2. În 50 cm^3 de acid azotic punem bucățele de plumb, pînă cînd acesta nu se mai dizolvă. Cînd plumbul este în exces și nu se mai observă nici o degajare de gaz, filtrăm lichidul, îndepărtînd toate resturile solide. Am obținut azotatul de plumb. Facem o soluție de carbonat de sodiu (sodă) în apă, prin dizolvarea a 25 g carbonat de sodiu în 70 cm^3 apă. Turnăm apoi, puțin cîte puțin, soluția de carbonat de sodiu în soluția de azotat de plumb. Se formează imediat un precipitat alb de carbonat bazic de plumb, pe care-l filtrăm, îl spălăm bine cu apă și-l uscăm.

Galben de plumb. Faceți o soluție de cromat de potasiu sau bicromat de potasiu în apă și o altă soluție de acetat sau azotat de plumb, de asemenea în apă. Amestecați soluțiile: se obține un precipitat galben — este tocmai galbenul de plumb sau, cum se mai numește, cromatul de plumb.

$$K_2Cr_2O_7 + Pb(NO_3)_2 = PbCr_2O_7 + 2KNO_3$$

Filtrați și spălați precipitatul pe hîrtia de filtru cu multă apă, apoi uscați-l. Pentru ca să obțineți un galben de o nuanță mai deschisă, puneți în soluția de cromat sau bicromat de potasiu puțină soluție de sulfat de sodiu (sare amară), apoi amestecați soluțiile. În cazul acesta se formează și sulfat de plumb alb, care, împreună cu cromatul de plumb, dă un galben mai deschis. Filtrați, spălați și uscați precipitatul.

Portocaliu de crom. Pigmentul acesta este o formă bazică a cromatului de plumb. Se obține în felul următor: Se fac trei soluții: una de cromat sau bicromat de potasiu, alta de acetat sau azotat de plumb și a treia de hidroxid de sodiu sau hidroxid de calciu, aceasta din urmă, însă, foarte diluată. Turnăm

simultan, amestecînd mereu, primele două soluții în a treia: obținem portocaliu de crom.

* * *

Desigur, ați aflat de mult că plumbul este un metal foarte otrăvitor. Cei ce lucrează cu acest metal au anumite tulburări, slăbesc, au pielea decolorată și prezintă colici numite „colici saturnine" sau colici de plumb. Totuși deși apa pe care o bem acasă sosește pe țevi de plumb, niciunul din consumatori nu prezintă vreun simptom alarmant. Explicația este tot chimică. În contact cu apa pură și aerisită (apa de ploaie sau apa distilată), plumbul absoarbe oxigenul și bioxidul de carbon din aer și dă un hidrocarbonat de plumb: aceasta e una din cauzele pentru care nu se strică acoperișurile de plumb.

Apa de rîu sau de izvor, care conține o cantitate mică de sulfați, se comportă cu totul altfel. Ea acoperă imediat plumbul cu un strat subțire de sulfat insolubil care protejează metalul. Astfel se explică faptul că ne putem servi pentru conducerea apelor potabile de tuburi de plumb, care ar fi primejdioase pentru apele de ploaie.

Pe lîngă faptul că plumbul ne pune la dispoziție un material folositor pentru viața de toate zilele, el pune la dispoziția chimistului amator material pentru mai multe experiențe. Să începem, deci. Pentru experiențe se întrebuințează o sare solubilă de plumb, de preferință azotat de plumb [$Pb(NO_3)_2$].

Luăm într-o eprubetă puțină soluție de azotat de plumb și turnăm peste ea hidroxid de sodiu (NaOH). Rezultă un precipitat alb de hidroxid alb de plumb [$Pb(OH)_2$] care se redizolvă în exces de reactiv, dînd plumbit de sodiu [$Pb(ONa)_2$]

$$Pb(NO_3)_2 + 2NaOH = 2Pb(OH)_2 + 2HNO_3$$
$$Pb(OH)_2 + 2NaOH = Pb(ONa)_2 + 2H_2O$$

Turnăm, în altă eprubetă hidroxid de amoniu (NH_4OH) peste soluția de azotat de plumb. Se formează un precipitat de hidroxid

de plumb, care, spre deosebire de reacţia precedentă, nu se dizolvă în exces de reactiv.

$$Pb(NO_3)_3 + 2NH_4OH = Pb(OH)_2 + 2NH_4NO_3$$

Amestecînd o soluţie de azotat de plumb cu acid sulfuric se produce un precipitat alb de sulfat de plumb ($PbSO_4$), care nu este solubil în apă sau acizi diluaţi, ci numai în acetat de amoniu.

$$Pb(NO_3)_2 + H_2SO_4 = PbSO_4 + 2HNO_3$$

Amestecînd o soluţie de hidrogen sulfurat (H_2S) cu o soluţie de azotat de plumb se produce un precipitat de sulfură de plumb (PbS).

$$Pb(NO_3)_2 + H_2S = PbS + 2HNO_3$$

Cu iodură de potasiu (KI), azotatul de plumb produce un frumos precipitat galben, care, prin fierbere cu acid acetic diluat, îşi pierde culoarea. Prin răcire, pe fundul eprubetei se formează cristale de iodură de plumb (PbI_2).

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI = PbI_2 + 2KNO_3$$

Cu bicromat de potasiu, azotatul de plumb dă un precipitat galben-portocaliu de cromat de plumb. Acest precipitat este insolubil în apă, în schimb se dizolvă în baze (NaOH sau KOH) şi în acid azotic cald.

În general, dacă avem o substanţă insolubilă, de exemplu un metal, şi vrem să cercetăm dacă conţine plumb, o încălzim cîtva timp într-o eprubetă împreună cu acid azotic. În prezenţa plumbului, se formează azotatul de plumb, solubil. Cu acesta, putem face probele de mai sus.

ALUMINIUL ÎN LABORATOR

În urmă cu cîţiva zeci de ani, un metal nou şi preţios era admirat la curtea lui Napoleon al III-lea. În timp ce nobilii inutili şi vanitoşi de la banchetele sale erau serviţi din farfurii

de aur și servicii de argint, ca toată lumea, ambasadorii și favoriții sau privilegiații puteau folosi furculițe și linguri făcute din aluminiu. Regele Siamului, vizitînd curtea franceză, a fost încîntat cînd a primit în dar o cutiuță făcută din acest nou metal prețios, „ușor ca fulgul". În zilele acelea, aluminiul costa extrem de mult și în toată lumea nu existau decît cîteva zeci de kilograme, fabricate cu multă trudă și prin metode grozav de costisitoare. Chiar prin 1890, acest metal constituia încă o curiozitate costisitoare: era socotit drept „metal prețios" și păzit cu mare străşnicie.

Astăzi, nu mai e nevoie să o spunem, aluminiul are un preț foarte mic, e cunoscut peste tot și e întrebuințat în cantități enorme: fără aluminiu, avioanele cele mai frumoase și mai moderne nu ar fi putut fi construite. Peste trei sferturi din greutatea unui avion de transport modern constă din aliaje de aluminiu.

Pentru ce este aluminiul atît de întrebuințat? Să cercetăm, pe rînd, calitățile sale cele mai cunoscute:

1. Aluminiul e un metal ușor, cu densitatea numai o treime din aceea a oțelului sau cuprului.

2. Aluminiul are o mare conductibilitate electrică. După volum, el are 2/3 din conductibilitatea electrică a cuprului, dar la greutăți egale, cablul de aluminiu este mai bun conducător pentru electricitate decît cablul de cupru de aceeași lungime.

3. Aluminiul conduce foarte ușor căldura și de aceea poate fi folosit pentru fabricarea de oale și cratițe de bucătărie.

4. Deși aluminiul pur nu are o rezistență tocmai mare, dacă îl aliem cu alte metale el și-o mărește foarte mult. De exemplu, o grindă făcută din „duraluminiu" este de două ori mai rezistentă ca aceeași grindă de oțel.

5. Aluminiul rezistă mai bine la coroziune decît o mulțime de alte metale, datorită protecției oferite de stratul subțire de oxid care este totdeauna prezent la suprafața sa.

Aluminul este, într-adevăr, un metal care reacționează foarte ușor cu agenții chimici și de aceea, în contact cu oxigenul din aer, formează un strat de oxid. Acesta poate fi îngroșat pînă la a 250-a parte dintr-un centimetru, cu ajutorul unui procedeu de electroliză denumit „anodizare", prin care uneltele din aluminiu sînt atîrnate într-un vas similar cu acela folosit în electroliză, dar conținînd soluții de acid cromic sau acid sulfuric. Acțiunea curentului electric eliberează oxigen din soluție și un strat rezistent de oxid de aluminiu se formează la suprafața metalului.

Iată așadar, pe scurt, „buletinul de identitate" al aluminiului.

Chimiștii amatori așteaptă, desigur, cîteva experiențe. Cunoscînd reactivitatea mare a pulberii de aluminiu, este ușor de închipuit că sînt multe încercări interesante pe care acest metal ni le poate pune la dispoziție. Să le numerotăm:

Experiența 1. Amestecați o parte pilitură (sau pulbere) de aluminiu, cu patru părți oxid de fier. Îndesați apoi amestecul într-un creuzet. Presărați deasupra puțin praf de magneziu amestecat cu clorat de potasiu. Înfigeți în amestec o sîrmă de magneziu, căreia îi dați foc, depărtîndu-vă apoi iute. Veți admira un foarte frumos joc de scîntei strălucitoare, care sar în toate direcțiile (fig. 50).

Această experiență distractivă se va face în curte sau pe o placă mare de azbest, în tot cazul la adăpost de orice obiecte inflamabile. Ce se întîmplă? Aluminiul se combină iute cu oxigenul din oxidul de fier formînd oxid de aluminiu și lăsînd fier curat. Experiența noastră reproduce în mic, metoda numită „aluminotermie".

Experiența 2. Facem o soluție concentrată de hidroxid de potasiu (KOH) sau de hidroxid de sodiu (NaOH). Turnînd-o peste pulberea de aluminiu și încălzind totul, aluminiul se dizolvă și formează hidrogen. Dacă evaporăm soluția obținem, respectiv, aluminatul de potasiu sau aluminatul de sodiu.

Experiența 3. Clorul, bromul și iodul gazos transformă aluminiul în clorură, bromură sau iodură de aluminiu. Este puțin probabil să aveți în laboratorul vostru brom lichid, dar, dacă aveți, puteți face o experiență. Luați o bucată mică de aluminiu

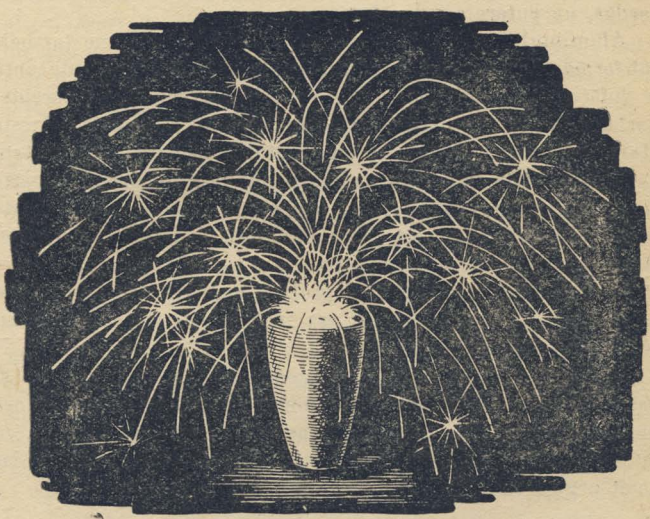


Fig. 50. Aluminiul se combină energic cu oxigenul oxidului de fier, producînd un frumos joc de artificii.

și puneți-o la suprafața vasului care conține brom. În contact cu bromul lichid, la temperatura camerei, aluminiul se încălzește puțin cîte puțin și apoi se aprinde, mișcîndu-se repede la suprafața lichidului la fel cum se mișcă potasiul deasupra apei.

Experiența 4. Un amestec de aluminiu în pulbere și de sulf, aprins cu o panglică de magneziu, dă sulfura de aluminiu Al_2S_3.

Experiența 5. Încălzim într-o lingură de ars pulbere de aluminiu. Introducem apoi repede lingura într-un vas plin cu vapori de apă. Aluminiul se va aprinde „furînd" oxigenul apei. Tot astfel se întîmplă și dacă aducem lingura într-un mediu care cuprinde o cantitate mare de bioxid de carbon. Pulberea de aluminiu este, așadar, un puternic reducător.

Aluminiul încălzit în cuptorul electric cu cărbune (ambele sub formă de pulbere) dă o carbură de aluminiu. Această substanță se înfățișează sub forma unor cristale galbene, transparente. Carbura de aluminiu este un compus foarte reducător; el este atacat pe încetul de apă, la temperatura ordinară, dînd metan.

Proprietățile chimice ale aluminiului rezultă, desigur, foarte limpede din experiențe. Astfel, ați văzut că e un metal foarte reactiv; lipsa lui de reactivitate în natură se datorește prezenței stratului de oxid despre care scriam mai sus. Un amănunt de care trebuie să țineți seama este faptul că metalul este alterat, pe încetul, de clorura de sodiu, așa încît vasele de aluminiu nu trebuie să conțină soluții de sare.

Foloasele aluminiului? Sînt nenumărate! Despre avioane și vasele de gătit, v-am spus. Aluminiul extrapur este de asemenea unul din materialele cele mai bune pentru reflexia luminii, cu mult mai bun decît oglinda obișnuită și, în unele privințe, chiar decît argintul.

ZINCUL ÎN LABORATOR

Deși rareori se vorbește cu entuziasm despre zinc, acest metal stă alături de cele mai întrebuințate elemente din lume. Sute de mii de tone de zinc sînt utilizate anual pentru tablă de acoperișuri, în aliaje, și mai ales pentru îmbrăcarea fierului și oțelului cu un strat subțire, care le protejează de rugină.

Alama se compune din 30% zinc și 70% cupru. Zincul granular și cel în pulbere sînt întrebuințate în laborator pentru a elibera

hidrogenul din acizi, pentru a recîştiga aurul şi argintul din soluţii şi în sintezele organice. Şi, la aceasta, se adaugă milioanele de baterii electrice în care se utilizează zincul.

Produs în cantităţi uriaşe prin prăjirea minereului de zinc în mare exces de aer, oxidul de zinc este folosit pentru fabricarea altor săruri de zinc, pentru pansamente şi cimenturi dentare, precum şi pentru colorantul numit „alb de zinc". Deşi albul de zinc nu are puterea de acoperire a albului de plumb, el nu este, însă, înnegrit de hidrogenul sulfurat. Amestecată cu sulfat de bariu, sulfura de zinc formează un pigment alb, încă şi mai important, litoponul.

Clorura de zinc (caustică! umblaţi cu grijă!) e întrebuinţată pentru lipirea metalelor, fabricarea coloranţilor şi pentru tratarea lemnului,ca să nu poată fi atacat. În soluţie concentrată ea poate converti celuloza din hîrtie sau lemn în compuşi solubili şi este astfel întrebuinţată pentru fabricarea fibrelor.

Dat fiind că e foarte activ din punct de vedere chimic, zincul nu se întîlneşte niciodată liber în natură. Compuşii săi, cu toate acestea, sînt foarte mult răspîndiţi — adeseori amestecaţi în minereurile altor metale. Drept consecinţă, zincul a fost utilizat involuntar timp de secole înainte de a fi recunoscut ca un metal distinct.

Prin topirea minereurilor de cupru, care conţineau zinc, romanii, de exemplu, utilizau, fără să ştie, zincul pentru a face alamă. Zincul a fost adesea confundat cu plumbul, cositorul şi bismutul. Ca element, e cunoscut de numai 200 de ani.

Activitatea chimică a zincului poate fi demonstrată foarte spectaculos. În mijlocul unei plăci de azbest, sau în curte pe pămînt, amestecaţi bine cam un sfert de lingură de pulbere de zinc cu aceeaşi cantitate de azotat de amoniu. Amestecaţi uşurel şi asiguraţi-vă că ambele ingrediente sînt uscate; altminteri ar putea reacţiona prea devreme. Deasupra grămăjoarei puneţi cîteva grăunţe de clorură de amoniu (ţipirig) şi amestecaţi-le

puțin în vîrf. Apoi faceți o mică gropiță în grămăjoară (fig.51). Cînd ați pregătit totul, puneți numai o picătură de apă în „craterul" acestui „vulcan" în miniatură. În cîteva secunde, zincul se aprinde și strălucește cu o flacără albă-albăstruie, în-

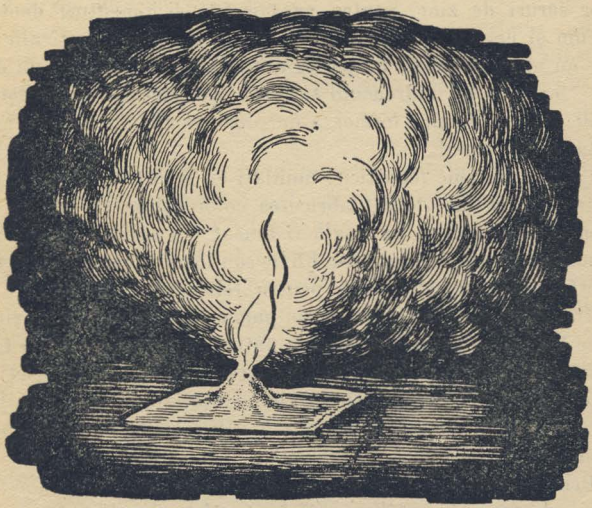


Fig. 51. Un vulcan în laborator.

soțită de un nor de fum alb și des. E o adevărată erupție vulcanică în miniatură.

Picătura de apă dezlănțuie o reacție chimică complexă, care eliberează amoniac, acid clorhidric, vapori de apă și oxid de azot. Oxigenul din oxidul de azot se unește cu zincul, formînd oxid alb de zinc. Aceasta alcătuiește cea mai mare parte din norul de fum.

Deși zincul chimic pur reacționează foarte lent cu acizii diluați, o urmă neînsemnată dintr-un alt metal mai puțin activ sau dintr-o impuritate (așa cum se găsește de obicei în zincul obișnuit) face ca reacția să devină rapidă. Un strat subțire de mercur, aplicat pe zincul impur, dizolvă o parte din zinc și formează o suprafață care se comportă ca și cum zincul ar fi pur. Această aplicare a mercurului, numită „amalgamare", reduce pierderea de zinc din baterii sau pile, atunci cînd bateria nu funcționează.

Se poate demonstra această diferență în activitate, prin amalgamarea unei fîșii de zinc comercial și suspendarea sa, alături de o fîșie netratată, într-un pahar cu acid sulfuric diluat. Pentru a amalgama zincul, curățați întîi suprafața metalului cu glaspapir sau șmirghel fin. Apoi, cu un tampon de vată frecați o picătură de mercur pe fețele și marginile zincului pînă cînd ele sînt uniform acoperite.

Atîrnați, acum, amîndouă fîșiile de zinc într-o soluție acidă (o parte de acid sulfuric adăugată cu mare grijă la 5 părți de apă). Imediat, de pe fîșia netratată se ridică băsicuțe de hidrogen, în timp ce bucata amalgamată nu eliberează hidrogen aproape de loc.

Dat fiind că zincul este mai electropozitiv decît fierul sau cuprul, mici bucăți din aceste metale pot fi acoperite cu alte metale (galvanizate) pur și simplu punîndu-le în contact cu o cupă de zinc, scufundată într-o baie de galvanizare. În această metodă de galvanizare nu aveți nevoie de baterie; zincul joacă rol de anod în timp ce obiectele de galvanizat alcătuiesc catodul. Un curent slab se naște între cele două feluri de metale și face ca ionii metalici din baie să se depună pe catod.

Practic, iată cum se realizează această experiență utilă și frumoasă.

Pentru a obține o cupă pentru experiență, luați o baterie electrică uzată, de dimensiuni mai mari. Goliți-i conținutul și

perforați în mai multe locuri cilindrul de zinc. În lipsă, puteți întrebuința o foaie subțire de zinc curat, pe care o rotunjiți așa ca să obțineți un cilindru fără funduri, pe care îl astupați cu un capac și apoi îl perforați în mai multe locuri pentru a permite circulația lichidului de galvanizare (fig. 52).

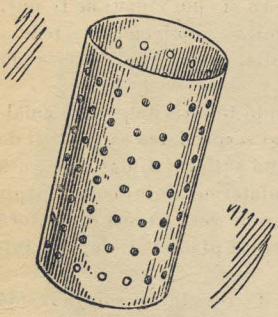


Fig. 52. Cupa instalației pentru galvanizare.

Puneți cupa într-un pahar mare sau într-un vas smălțuit (cu smalțul întreg) deasupra unei surse de căldură. Pentru a căpăta un lichid cu care să puteți acoperi cu cupru (aramă) obiectele de fier sau de oțel, dizolvați 15 g bitartrat de potasiu (cremotartru), 6 g hidroxid de sodiu și 4,5 g sulfat de cupru (piatră vînătă) în 250 cm^3 apă fierbinte. După ce curățați foarte atent obiectele de galvanizat, puneți-le în mijlocul cilindrului de zinc și acoperiți totul cu lichidul de galvanizat care este mereu încălzit. După 10—15 minute, obiectele pot fi scoase, clătite și uscate.

Zincul poate fi așternut pe fier și oțel prin aceeași metodă, întrebuințînd o baie formată din 17 g clorură de zinc și 5 g clorură de amoniu în 250 cm^3 apă.

Dat fiind că se găsește aproape în fruntea listei seriei de elemente electronegative, zincul înlocuiește majoritatea metalelor comune atunci cînd e pus într-o soluție a unuia din ele. Această proprietate e utilizată în mod practic atunci cînd pulberea de zinc este întrebuințată pentru a recîștiga aurul și argintul din băile de cianură întrebuințate în metalurgie sau argintul din băile fotografice. O demonstrație atractivă a acestei proprietăți poate fi făcută scufundînd o bucată de tablă de zinc

într-o soluție de acetat de plumb. Frecați bine tabla cu glaspapir pentru a o curăți și apoi o legați de capacul unei oale. Umpleți oala cu o soluție de 30 g acetat de plumb în apă fierbinte și fixați capacul.

Dacă lăsați să stea peste noapte, în dimineața următoare veți găsi în oală un frumos „arbore de plumb" („arborele lui Saturn") compus dintr-o grămadă voluminoasă de cristale de plumb metalic. Parte din zinc se dizolvă, înlocuind plumbul din acetatul de plumb și formînd acetat de zinc.

Dat fiind că sulfura de zinc e unica sulfură a unui metal comun care e albă (celelalte merg de la galben la negru), vopselele amestecate cu săruri de zinc rămîn albe în atmosfera care conține hidrogen sulfurat (pe cînd cele cu alb de plumb se înnegresc iute). Puteți demonstra aceasta vărsînd puțină apă de hidrogen sulfurat în soluții limpezi de clorură de zinc și acetat de plumb în apă. Sărurile lor se transformă în sulfuri; soluția de zinc devine alb-lăptoasă, iar cea de plumb negricioasă.

MAI MULTE DESPRE ELECTROLIZĂ

Prin trimiterea unui curent electric prin anumite săruri topite sau soluții, chimistul modern poate realiza o varietate aproape infinită de produse industriale. El extrage în acest fel metalele din minereurile lor, acoperă metale moi sau ieftine cu alte metale mai scumpe și mai rezistente și produce cantități mari de substanțe importante ca: aluminiul, magneziul, sodiul, clorul, hidrogenul, hidroxidul de sodiu etc.

Toate acestea se realizează cu ajutorul electrolizei, despre care am vorbit și într-un capitol precedent.

Lichidele care conduc electricitatea pot fi împărțite în două categorii: metale în stare topită (lichidă) și săruri, baze și acizi în soluție sau topite. În ceea ce privește prima categorie,

trebuie să știți că metalele topite conduc electricitatea în același fel ca și atunci cînd sînt solide. În ce privește cea de-a doua categorie, aici, în cursul electrolizei se petrec schimbări chimice.

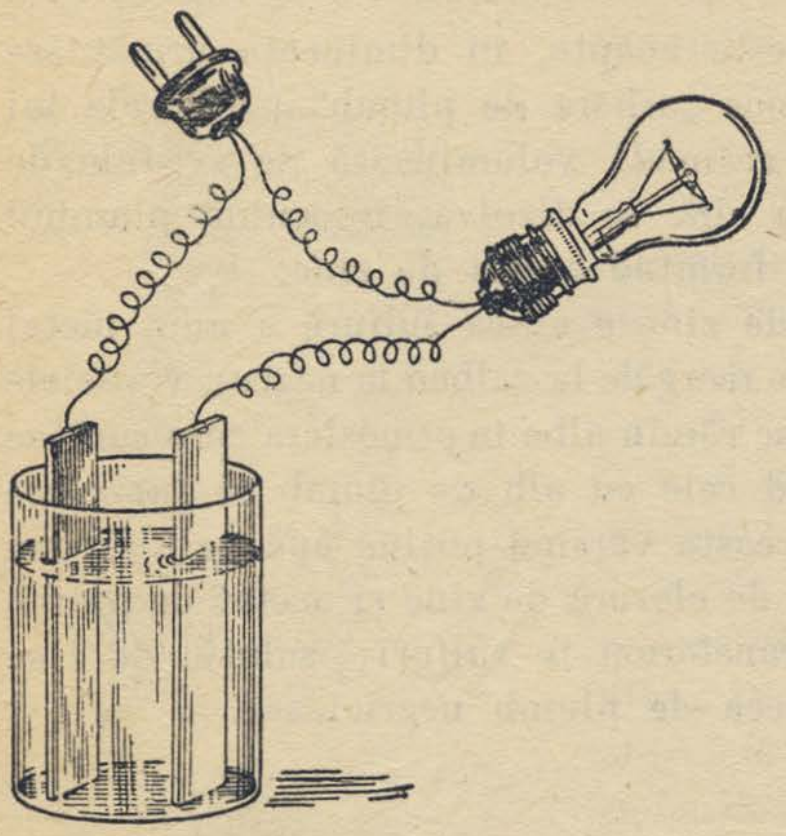


Fig. 53. Apa poate fi făcută să conducă curentul electric.

Pentru electroliză se întrebuințează deci lichidele. Aparatul a cărui schiță o vedeți în fig. 53 ne va ajuta să demonstrăm cum se produce un astfel de „bun conducător electric" lichid. Avem nevoie de un pahar cu apă distilată și de un bec electric. De la cei doi poli ai becului, o sîrmă izolată merge la priză, iar alta face legătura cu o placă de metal, scufundată în apa din pahar. O a doua placă similară se scufundă de asemenea în pahar, avînd însă grijă să nu se atingă de prima placă. O sîrmă va lega cea de-a doua placă de celălalt pol al prizei. Atîta vreme cît paharul nu conține nimic altceva decît apă curată, becul va refuza să se aprindă. Dacă adăugăm puțin zahăr, iarăși nu vom înregistra nici o schimbare. Dar ia să adăugăm numai puțină sare: lumina va începe să strălucească!...

Cînd anumite săruri sînt topite, și cînd acizii, bazele sau sărurile sînt dizolvate în apă, aceste substanțe se desfac (se „disociază") în ioni. Ionii sînt, după cum am arătat, atomi sau grupuri de atomi care au devenit încărcați negativ sau pozitiv, din cauza unui cîștig sau unei pierderi de electroni. De exemplu,

cînd sarea de bucătărie (NaCl) se dizolvă în apă, moleculele se desfac în ioni de sodiu și ioni de clor. În cursul acestei desfaceri, fiecare atom de clor ia un electron de la sodiu și-l adaugă la numărul total pe care-l are în mod obișnuit. Acest electron adăugat dă ionului de clor o sarcină negativă în plus, și anume una singură. Lăsat cu un deficit de un electron, atomul de sodiu capătă prin urmare o singură sarcină pozitivă.

Datorită sarcinilor electrice pe care le poartă, ionii se comportă, atît chimic cît și electric, cu totul altfel decît atomii neutri.

Dacă introducem într-un pahar cu o soluție doi electrozi legați, la un generator sau o baterie electrică, ionii încărcați negativ se vor îndrepta către electrodul pozitiv (anod), iar ionii încărcați pozitiv spre electrodul negativ (catod). Ajungînd la electrozii respectivi, ionii sînt neutralizați și se schimbă pe loc în atomi obișnuiți.

Uneori, schimbări uimitoare de natură electrochimică se petrec fără să fie nevoie de aplicarea unui curent electric, din afară. De exemplu, dizolvați puțin sulfat de cupru (piatră vînătă) în apă, într-o eprubetă. Acesta formează o soluție colorată albastru-închis. Adăugați apoi puțină pulbere de zinc, astupați eprubeta și scuturați-o un minut sau două. În timpul acesta, veți observa că eprubeta devine destul de caldă. După ce scuturați eprubeta, lăsați materia solidă să se depună pe fund. În loc să mai fie albastră, soluția va avea acum culoarea apei, în timp ce pe fund, în locul zincului, veți găsi cupru. Iată ecuația chimică a reacției:

$$CuSO_4 + Zn = Cu + ZnSO_4$$

Acesta este un exemplu de „deplasarea", de înlocuirea unui metal mai puțin activ (cuprul) de către un altul mai activ (zincul). Fiecare ion de cupru avea la început două sarcini pozitive. Atomii de zinc i-au neutralizat, dăruindu-le doi electroni.

Drept rezultat, ionii de cupru au fost transformați în cupru metalic, în timp ce zincul a intrat în soluție.

Iată acum o experiență interesantă, în care se face electroliza clorurei de plumb topite. Trebuie spus de la început că reușita experienței depinde de felul cum lucrați.

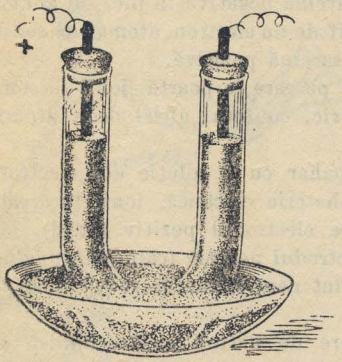


Fig. 54. Electroliza clorurei de plumb.

Voltametrul cu care vom lucra are forma unui U, și-l construiți foarte ușor îndoind la cald un tub de sticlă greu fuzibilă (care se topește greu), cu diametrul de 10—15 mm. Puneți în voltametru (fig. 54), pulbere de clorură de plumb ($PbCl_2$) anhidră, apoi astupați brațele voltametrului cu cîte un dop prin care ați trecut cîte un cărbune de retortă (cărbune de la o baterie de lanternă). Așezați voltametrul pe o baie de nisip (o capsulă cu nisip) și încălziți-l puternic, în timp ce prin electrozii voltametrului circulă un curent dat de un acumulator sau mai multe baterii de lanternă legate în paralel. La un moment dat, veți observa la anod un gaz galben-verzui, care este clorul, iar la fundul voltametrului cîteva granule cenușii — plumbul, separat la catodul aparatului.

Amatorii mai au la dispoziție o formă de electroliză în care se folosește sarea de bucătărie. Trecînd un curent electric printr-o soluție concentrată de sare în apă, chimiștii produc clor, hidrogen și hidroxid de sodiu (sodă caustică). Clorul se formează la anod în timp ce sodiul produs la catod reacționează cu apa, dînd hidroxid de sodiu și hidrogen. Un perete poros de azbest așezat între electrozi împiedică clorul să se amestece cu hidroxidul

de sodiu. Puteți produce ușor toate aceste substanțe cu ajutorul unui tub în U, cu puțină soluție concentrată de clorură de sodiu (sare) și cu patru baterii electrice. Electrozii pot fi alcătuiți din cărbuni luați de la niște baterii uzate. Aplicați un strat de parafină pe firele de legătură, acolo unde le-ați legat de electrozi. Aceasta ferește firele să fie atacate de soluție. Un disc de azbest ceva mai mare decît diametrul interior al tubului va fi introdus cu grijă în interior, cam la două treimi spre brațul anodului (fig. 55). Puteți demonstra prezența clorului punînd acest gaz să albească o bucată de pînză colorată. Dopul dinspre partea clorului va trebui de altfel să aibă un mic orificiu care să permită acestui gaz să iasă pe încetul. O acțiune și mai evident decolorantă se obține înmuind o cîrpă în cerneală și expunîndu-o cît mai e umedă, la acțiunea clorului. Cîteva picături de soluție de fenolftaleină adăugată la lichidul din brațul catodei, vă va indica că a apărut hidroxidul de sodiu. Experiența se va face cu ferestrele larg deschise sau în aer liber, pentru a preîntîmpina acumularea clorului.

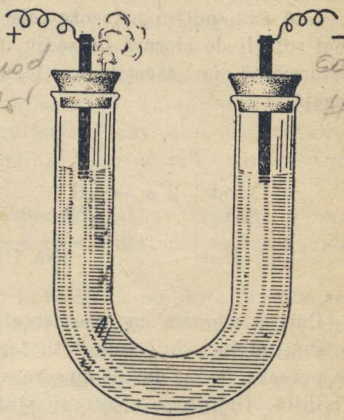


Fig. 55. Electroliza clorurei de sodiu.

Și acum după o experiență atît de frumoasă, puțină teorie... nu strică. La electroliza clorurei de sodiu (NaCl) am obținut la anod clorul, iar la catod hidrogenul; în soluție rămîne hidroxidul de sodiu (în cazul cînd clorul este împiedicat să vină în

contact cu soluția). Știm că sarea de bucătărie conține clor și sodiu. Clorul l-am obținut în stare pură; de ce nu putem obține și sodiul metalic? Pentru că atomii de sodiu ce iau naștere reacționează imediat cu apa, formînd hidrogen și hidroxid de sodiu.

Iată cum putem prezenta cele ce se întîmplă la electroliza unei soluții de clorură de sodiu. (Semnul || arată corpurile ce se formează, iar săgețile verticale, că ia naștere un gaz ce se degajă).

$$\begin{array}{c|ccccc|c}
 & & H_2\uparrow & & Cl_2\uparrow & & \\
 & & \| & & \| & & \\
\text{Catod} & 2\,e \rightarrow & 2H^+ & & 2Cl^- & \rightarrow 2\,e & \text{Anod} \\
(-) & & 2Na^+ & & 2OH^- & & (+) \\
 & & \multicolumn{3}{c}{\overbrace{2Na\ OH}} & &
\end{array}$$

Dar să mergem cu experiențele mai departe.

Punînd în tubul îndoit în formă de U o soluție de iodură de potasiu în loc de apă cu sare, veți căpăta o reacție mult mai vizibilă. Îndată ce electrozii sînt legați la baterie, ionii negativi de iod sînt atrași la electrodul pozitiv. Cînd ajung la acesta, ei sînt neutralizați, cedîndu-și sarcina negativă și devenind atomi obișnuiți de iod. Veți recunoaște atunci iodul, pe măsură ce se adună.

Întrebuințînd același aparat veți putea de asemenea să „creșteți" un mic arbore de cositor, în cîteva minute. De data aceasta, întrebuințați o soluție de clorură de staniu (clorură stanoasă). O puteți prepara dizolvînd cam 10 grame de substanță în 80 de grame de apă și apoi adăugînd suficient acid clorhidric pentru a face ca soluția să devină limpede. Întrebuințați o sîrmă neizolată de cupru la catod, în locul cărbunelui.

Îndată ce bateria este pusă în legătură cu electrozii, pe firul de cupru vor începe să se formeze cristale de cositor (staniu). Un

„arbore" de vreo zece centimetri lungime poate crește... văzînd cu ochii.

Nu vom mai descrie în amănunt și alte experiențe de electroliză pe care vi le recomandăm. Pentru aceste electrolize, puteți folosi fie tubul în formă de „U", descris în acest capitol (fără placă de azbest), fie aparatul pentru electroliză a cărui construcție am dat-o într-un capitol precedent.

Încercați să realizați, după modelul experiențelor precedente, electroliza unor soluții în apă de sulfat de cupru (piatră vînătă), de sulfat de sodiu, de acid sulfuric diluat, de acid clorhidric, sodă caustică (hidroxid de sodiu), sodă de rufe (carbonat de sodiu) etc.

Observați felul cum se produc reacțiile și încercați să recunoașteți, după modelele date de noi, substanțele care au luat naștere.

Experiențele făcute de noi în mic sînt realizate în industrie pe scară largă, în vederea obținerii clorului, hidrogenului, hidroxidului de sodiu sau de potasiu etc. De asemenea electroliza are largă aplicație la rafinarea metalelor și la acoperirea unor metal cu altele (nichelare, cromare, aurire etc.).

Nichelarea este o operație foarte des folosită în industrie pentru a apăra de oxizi piesele metalice și, în același timp, pentru a le da un aspect deosebit de atrăgător. Nichelajul constă în aplicarea pe suprafețele metalice a unui strat subțire de nichel. Procedeul folosit pentru nichelare este o aplicație practică a electrolizei.

Esența fenomenului este următoarea: într-o soluție specială, numită baie sau electrolit, se introduce obiectul de nichelat și o placă de nichel sau cărbune. Acestea formează electrozii. Polul negativ al sursei de electricitate se leagă cu obiectul de nichelat — el se numește și catod; polul pozitiv al sursei, de placa de nichel sau cărbune, care se numește anod. După un timp, prin trecerea curentului electric, acesta depune pe obiect, deci la

catod, o pojghiță subțire și strălucitoare de nichel, care se îngroașă din ce în ce.

Pentru nichelat trebuie să avem, așadar, o baie specială și o sursă de curent electric.

Nichelajul se aplică, în general, obiectelor bune conducătoare de electricitate, adică metalelor. În anumite cazuri, însă, pot fi nichelate și obiecte rele conducătoare de electricitate. Mai înainte de nichelare, suprafața lor trebuie făcută însă bună conducătoare de electricitate. Asta se realizează prin aplicarea unui strat subțire de cărbune amestecat cu șelac. În cele ce urmează nu ne vom ocupa de nichelarea acestor obiecte ci numai de cele bune conducătoare de electricitate.

Trebuie să știți de la bun început că obiectul de nichelat trebuie să fie pregătit mai întîi pentru ca nichelul să adere pe suprafața lui.

O operație deosebit de importantă, și de care depinde în cea mai mare măsură reușita nichelării, este pregătirea suprafeței obiectului pentru nichelat. Pregătirea suprafeței constă în radicala ei curățire, deoarece cea mai mică urmă de grăsime sau de praf duce la nereușita nichelării. De aceea, suprafața obiectului trebuie supusă la două operații de curățire: una pe cale mecanică și alta pe cale chimică.

Întîi, obiectul este bine curățat cu briceagul și șmirghel de orice urmă de oxid, vopsea, clei etc. Dacă obiectul n-are formă plană, veți urmări, în special, curățirea părților de întretăiere ale suprafețelor obiectului, deoarece aici murdăria se ascunde ușor.

În cazul acesta, vă puteți servi de un ac subțire. După ce obiectul a fost astfel curățat, trebuie frecat cu o periuță aspră, de pildă, cu o periuță de dinți, apoi îl treceți de cîteva ori printr-o flacără și din nou îl frecați cu periuța. Astfel, curățirea mecanică este terminată. Acum obiectul trebuie curățat chimic. Pentru a se obține o bună curățire, aceasta se va face în

trei etape. De acum înainte, obiectul nu va mai fi atins cu mîna; manipularea lui se va face cu o pensetă bine curățată sau în lipsa ei, obiectul va fi agățat de o sîrmă și astfel va fi manipulat.

Praful și grăsimea care se mai găsesc pe obiect vor fi îndepărtate prin introducerea obiectului într-o soluție alcalină fierbinte, obținută prin dizolvarea a 20 g hidroxid de sodiu (sodă caustică) și 20 g carbonat de sodiu (sodă de rufe) într-un litru de apă. În soluția aceasta, încălzită la fierbere, țineți obiectul 4 —15 minute — în funcție de gradul său de curățenie. După aceasta, scoateți obiectul și-l spălați întîi cu apă caldă, apoi cu multă apă rece.

Obiectul astfel curățat este introdus într-o soluție diluată de acid sulfuric (10 părți apă și o parte acid). În soluția aceasta, obiectele nu se țin mult — deoarece unele pot fi atacate de acid — ci numai pînă ce suprafața obiectului devine curată (aceasta se constată ridicînd din cînd în cînd obiectul și cercetîndu-l). După aceea, obiectul se spală bine cu apă.

Urmează acum a treia etapă: curățirea propriu-zisă. Faceți un amestec din 15 părți acid azotic concentrat, 20 de părți acid sulfuric concentrat și o parte clorură de sodiu (sare de bucătărie). Introduceți în amestec obiectul și-l țineți trei secunde. Apoi, îl scoateți, îl spălați bine cu multă apă și-l lăsați să se usuce.

După ce obiectul s-a uscat (și fără întîrziere deoarece s-ar putea acoperi cu o pojghiță subțire de oxid care împiedică depunerea nichelului), treceți la nichelare. Pentru asta, trebuie să vă pregătiți soluția, adică baia de nichelat. Baia se obține prin dizolvarea unor substanțe în apă distilată. Nu veți folosi în nici un caz apa de robinet sau fîntînă.

Iată trei rețete de băi:

1. Apa distilată 10 părți; sulfat dublu de nichel și amoniu 1 parte.

2. Apă distilată 20 părți; sulfat, azotat sau clorură de nichel 1 parte; bisulfit de sodiu 1 parte.

3. Apă distilată 500 părți; sulfat acid de nichel 20 părți, acid citric 1 parte.

Sărurile se dizolvă în puțină apă distilată, călduță, se filtrează, apoi soluțiile se amestecă pentru a obține baia necesară (pentru cazul cînd ea este compusă din mai multe substanțe, ca de pildă, rețetele 2 și 3).

După ce am obținut baia cu care vom lucra, o încălzim pînă la fierbere și o încercăm cu hîrtie de turnesol; dacă are o reacție acidă, adăugăm amoniac pînă la neutralizare.

Vasul în care se face nichelarea va fi din sticlă, pămînt sau metal smălțuit; nu se vor folosi vase de fier nesmălțuite. În vas se toarnă soluția de nichelat. Obiectul se leagă cu o sîrmuliță de o bară metalică (o sîrmă de cupru mai groasă) și se introduce în vas. Bara metalică se leagă pe polul negativ al sursei de electricitate. Polul pozitiv al sursei se va lega de o bucată de tablă de cupru, alamă, zinc sau fier galvanizat pe suprafața căreia s-a lipit, unul după altul, mai multe bastoane de cărbune de retortă, luate de la baterii vechi. Lipirea se face prin intermediul capsulei metalice, fixate de capul cărbunilor (fig. 56). Înainte de lipire, cărbunii vor fi bine curățați de orice urmă de grăsime, prin introducere în soluțiile în care s-a curățat și obiectul de nichelat. Trebuie să urmăriți ca suprafața cărbunilor să fie mai mare decît suprafața obiectului. Dacă aveți o placă de cărbune de retortă, o puteți folosi în locul bastoanelor.

Distanța dintre anod (cărbune) și catod (obiect) depinde de suprafața obiectului. Obiectele plane vor fi așezate la circa 10 cm de anod. În cazul obiectelor cu suprafața neuniformă (cu scobituri, ieșituri) anodul va fi format din mai multe bucăți; acestea vor fi așezate în jurul obiectului. Obiectele mici, ca de pildă șaibe, șuruburi etc., care nu pot fi fixate de bara ce formează catodul, se vor așeza într-un mic coșuleț împletit din sîrmă.

Curentul necesar nichelării poate fi luat de la trei baterii de buzunar sau de la o baterie de acumulatori, prevăzută cu un reostat și un voltmetru. Pentru obiectele mici se pot folosi cu deplin succes bateriile de buzunar, cărora trebuie să le faceți

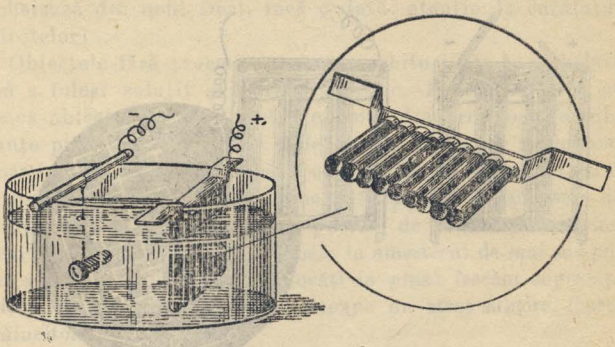


Fig. 56. Vasul și polul pozitiv al instalației de nichelare.

o modificare simplă. Iată cum procedați: desfaceți cu atenție izolația de la partea superioară a fiecărei baterii (acolo unde se găsesc cele două limbi metalice). Apoi, cu bucățele de sîrmă, lipiți între ele capsulele metalice ale cărbunilor și între ei cilindrii de zinc. În felul acesta, bateria va avea un voltaj de numai 1,5 volți, în loc de 4,5 cît avea înainte de transformare. Felul acesta de a lega elementele bateriei se numește legare în paralel. Procedați la fel cu toate bateriile, apoi legați-le în serie: plusul uneia cu minusul celeilalte (limba mare cu cea mică). De fiecare limbă mică (plus) lipiți cu cositor o sîrmă, pe care, la rîndul ei, o lipiți de cîte o bucșă fixată pe o plăcuță de lemn. Astfel, ați obținut o sursă de curent care e capabilă să furnizeze 1,5...3 și 4,5 volți. De tabla pe care sînt fixați cărbunii este lipită o sîrmă prevăzută la cap cu o banană. Introducînd

banana în bucșa 1,5, aveți un voltaj de 1,5, în cea de 3 volți, veți avea 3 volți, iar în cea de 4,5, 4,5 volți (fig. 57).

Introduceți banana, care ține loc și de întrerupător, în bucșa de 4,5 volți și mențineți această tensiune pînă ce observați că

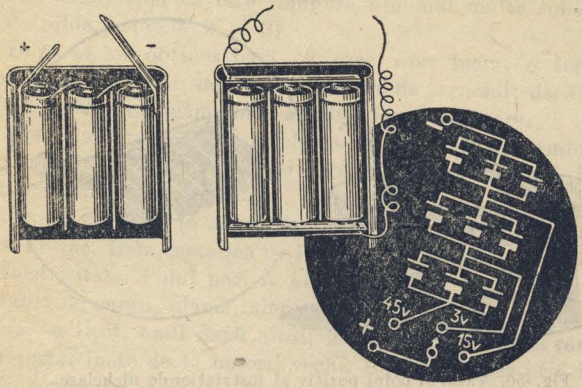


Fig. 57. Modul în care se grupează bateriile.

obiectul s-a acoperit cu o pojghiță albă. Treceți atunci banana în bucșa de 3 volți, și după 3 minute mutați-o în bucșa de 1,5 volți. Aici țineți-o pînă ce obiectul se acoperă cu un strat destul de gros de nichel.

Nichelarea poate dura de la cîteva minute la cîteva ore; totul depinde de grosimea stratului de nichel pe care voim să-l obținem pe suprafața obiectului și de intensitatea curentului (amperaj). Lucrînd cu un voltaj mare și cu un amperaj mic, stratul de nichel va fi gros și nerezistent; cu un voltaj mic, dar amperaj mai mare stratul de nichel va fi uniform și rezistent.

Cînd obiectul a fost nichelat suficient, se întrerupe curentul, se scoate obiectul, se spală cu multă apă, caldă și rece, apoi se freacă cu o cîrpă pînă capătă luciu.

Dacă cumva stratul de nichel se desprinde prin unele locuri de pe obiect, înseamnă că obiectul n-a fost bine curăţat. Atunci se introduce obiectul în acid azotic care dizolvă nichelul, se repetă operaţia de curăţire şi apoi se nichelează din nou. Deci, încă o dată: atenţie la curăţatul obiectelor!

Obiectele fără proeminenţe sau scobituri pot fi nichelate fără a folosi soluţii şi curent electric. Pentru aceasta se freacă obiectul cu un amestec obţinut din următoarele substanţe pulverizate: 13 părţi sulfat dublu de nichel şi amoniu, 7 părţi sulfat de nichel, 5 părţi clorură de zinc, 5 părţi tartrat de sodiu, 3 părţi clorură de amoniu (ţipirig), 2 părţi sare de bucătărie, 10 părţi cretă, 5 părţi pilitură de cupru. Atunci cînd vrem să nichelăm un obiect, punem în amestecul de mai sus puţină apă şi cu ajutorul unei bucăţi de pînză frecăm suprafaţa obiectului; pe suprafaţa lui se depune un strat subţire, foarte strălucitor, de nichel.

DESPRE PRESIUNEA OSMOTICĂ

Ştim că moleculele unei substanţe dizolvate sînt animate de mişcări, care pot fi observate în cursul fenomenelor de difuziune. Să facem o experienţă simplă. Într-un pahar sau eprubetă punem o soluţie concentrată de sulfat de cupru, apoi turnăm deasupra apă printr-o pîlnie, evitînd amestecarea celor două straturi. Lăsînd liniştit paharul, după un timp, observăm că stratul de sulfat de cupru începe să se împrăştie, colorînd şi apa în albastru. Amestecarea celor două straturi se datoreşte mişcărilor pe care le au moleculele de sulfat de cupru. În timpul mişcărilor pe care le fac, moleculele de sulfat de cupru exercită o presiune la suprafaţa lichidului. Presiunea aceasta poartă numele de presiune osmotică. Ea poate fi observată la limita dintre două soluţii cu concentraţia inegală.

Iată acum o experiență, pe care o putem urmări și în gînd.

Să presupunem că într-un cilindru, am introdus un piston foarte bine păsuit, construit dintr-o substanță semipermeabilă. O membrană semipermeabilă este un perete care lasă să treacă dizolvantul, dar nu și substanța dizolvată. De exemplu, lasă să treacă apa, dar nu și zahărul dizolvat în ea. Cum se construiește o membrană semipermeabilă vom vedea numaidecît.

Sub piston se găsește o soluție de zahăr în apă. Deasupra pistonului este apă curată.

Ei bine, într-un asemenea aparat, pistonul se ridică, în timp ce apa de deasupra pistonului pătrunde prin membrana semipermeabilă.

Prin urmare, de jos în sus, se formează o presiune asupra pistonului. Mărimea acestei presiuni a soluției cercetate se numește „presiunea osmotică a soluției". Simplu, nu-i așa?

„Toate bune, dar cît e de mare presiunea asta? Ce se întîmplă de fapt în cilindrul dumitale? Pentru ce toate astea?" întreabă cititorul, prin definiție nerăbdător.

De fapt, presiunea aceasta este cu atît mai mare, cu cît și concentrația soluției este mai mare. De exemplu, dacă apăsăm pe piston și vrem să-l împiedicăm să se mai ridice, trebuie să punem pe mînerul pistonului o greutate egală cu presiunea osmotică. Aceasta este clar.

Dar dacă apăsăm pe piston și mai mult? Cum prin membrana pistonului nu poate trece decît apă, nu și zahăr dizolvat, înseamnă că în acest caz, apa din soluție o să treacă singură, lăsînd zahărul în urma ei. Soluția devine mai concentrată; o dată cu concentrația, crește și presiunea osmotică a soluției și atunci pistonul se oprește cînd greutatea pe care am pus-o pe mînerul pistonului devine egală cu noua presiune osmotică.

Presiunea aceasta miraculoasă, o putem măsura direct folosindu-ne de experiențele altora, desigur, și anume de aceea a bota-

nistului W. Pfeffer. E vorba de un aparat devenit astăzi clasic, și anume „celula lui Pfeffer".

Membrana semipermeabilă se obține, aici, înăuntrul pereților unui borcănaș de pămînt și iată cum: se umple mai întîi borcănașul cu o soluție de ferocianură de potasiu și apoi se înmoaie într-un vas plin cu o soluție de sulfat de cupru.

Cele două soluții difuzează, se împrăștie prin pereții vasului de pămînt și, în locul unde se întîlnesc, formează o membrană de ferocianură de cupru.

Membrana semipermeabilă, formată în acest fel, lasă să treacă prin ea apa, dar nu și zahărul — deci este semipermeabilă.

La celula aceasta de pămînt se atașează deasupra un tub de sticlă.

Se umple celula cu o soluție diluată de zahăr, de o anumită concentrație, și se scufundă într-un vas mai mare, cu apă curată, în așa fel, ca lichidul din vasul de pămînt să fie la același nivel cu apa din vas.

Membrana din pereții vasului de pămînt are acum de îndurat bătălia între cele două lichide. La fel ca în cazul precedent, asupra ei acționează dinăuntru în afară presiunea soluției de zahăr: dar de data asta membrana e fixă. Dat fiind că ea nu cedează, se formează o acțiune de „sugere" din partea soluției, ceea ce face ca apa să treacă spre soluție și deci lichidul să se ridice în tub.

Lichidul se urcă în tub pînă cînd presiunea coloanei de apă devine egală cu presiunea osmotică a soluției.

Să vedem acum care sînt legile osmozei.

„Experiența a fost frumoasă", mărturisește cititorul. „Dar despre ce legi este vorba?".

Să luăm de pildă, prima lege: la aceeași temperatură, mărimea presiunei osmotice e direct proporțională cu concentrația soluției. În alte cuvinte, dacă soluția e mai concentrată, crește și presiunea osmotică.

Aceasta am văzut-o și mai sus și se poate experimenta foarte ușor în celula lui Pfeffer.

Așa, de exemplu, găsind la o soluție de zahăr 1% o presiune osmotică egală cu greutatea unei coloane de mercur înalte de 535 mm, la aceeași temperatură, soluția conținînd 4% va avea presiunea de 2082 mm Hg.

De asemenea, presiunea osmotică crește o dată cu creșterea temperaturii, dar nu direct proporțional, ci potrivit unei anumite formule, asemănătoare cu legea lui Gay-Lussac asupra gazelor.

În sfîrșit, o altă lege interesantă: la aceeași concentrație, soluțiile au aceeași presiune osmotică. Natural, este vorba aici numai de substanțele care nu sînt electrolite, adică nu se disociază în ioni.

Concentrația, în cadrul acestei legi, se măsoară în numărul de moli într-un litru de apă; un mol fiind greutatea moleculară a substanței, măsurată în grame.

Toate aceste legi au demonstrații stricte, dar nu vom încerca să le înfățișăm aici cititorului nostru, deoarece pot fi găsite în manuale.

În organismul nostru, presiunea osmotică reprezintă un factor a cărui importanță nici nu v-o puteți imagina. Ea conduce o mulțime de procese de nelipsit vieții. O mică variațiune în presiunea osmotică a sîngelui ar face viața cu neputință. De asemenea alte lichide din organismul nostru au presiuni osmotice foarte deosebite.

Măsurarea presiunii acestor lichide „biologice" în celula lui Pfeffer s-ar face destul de greu și complicat. Se știe, însă, că punctul de înghețare al unei soluții scade pe măsură ce aceasta este mai concentrată. Stabilindu-se o legătură între legile precedente și aceasta din urmă, se poate afla presiunea osmotică cunoscîndu-se punctul de înghețare al soluției sau lichidului cercetat.

Spre deosebire de absorbție, care înseamnează atragerea sau pătrunderea unei substanțe înăuntrul alteia (ca apa într-un burete), adsorbția se referă doar la stratul subțire dintr-o substanță care rămîne „agățată" la suprafața alteia.

Dat fiind că este pur și simplu un efect de suprafață, adsorbția se observă cel mai bine la substanțele care sînt fin divizate sau foarte poroase. Cărbunele animal, gelul de silice, alumina activată și pămînturile reprezintă adsorbanții cei mai importanți. Prin aderarea la suprafața lor a anumitor substanțe, ele înlătură culorile, gusturile și mirosurile din apa de băut, din produsele alimentare, din substanțele chimice și din medicamente. În același fel , materiile adsorbante ajută la recîștigarea gazelor și chimicalelor solide și lichide, care altminteri s-ar pierde în cursul anumitor procese de fabricație industrială.

Cărbunele activat și gelul de silice (o formă poroasă de acid silicic fabricată prin reacția între acidul clorhidric și silicatul de sodiu) sînt întrebuințate pentru înlăturarea mirosurilor și umezelii din sistemele de condiționare ale aerului și pentru uscarea acestuia. Mici vase umplute cu aceste adsorbante pot capta mirosurile neplăcute de alimente din răcitoarele casnice.

Catalizatorii de suprafață își datoresc proprietățile adsorbției. Adsorbind moleculele a două sau mai multe substanțe și ținîndu-le „strîns" împreună, ei favorizează reacții care nu s-ar petrece ușor, altminteri. Amoniacul sintetic, acidul sulfuric preparat prin procedeul de contact și uleiurile hidrogenate sînt numai cîteva din produsele industriale în a căror fabricație intervine adsorbția.

Cele mai multe gaze otrăvitoare și multe mirosuri, ca acelea de usturoi sau varză, pot fi captate prin adsorbție pe cărbune de lemn. Puteți dovedi ușor aceasta înlăturînd din aer hidrogenul sulfurat, un gaz care, după cum se știe, are un miros deosebit de neplăcut.

Construiți un generator simplu de hidrogen sulfurat punînd 1 gram de sulfură de fier într-o eprubetă și astupînd-o cu un dop cu două orificii. Unul din orificii va fi prevăzut cu un tub de sticlă îndoit în unghiu drept, iar prin celălalt vom trece o pipetă obișnuită (farmaceutică) plină cu acid clorhidric.

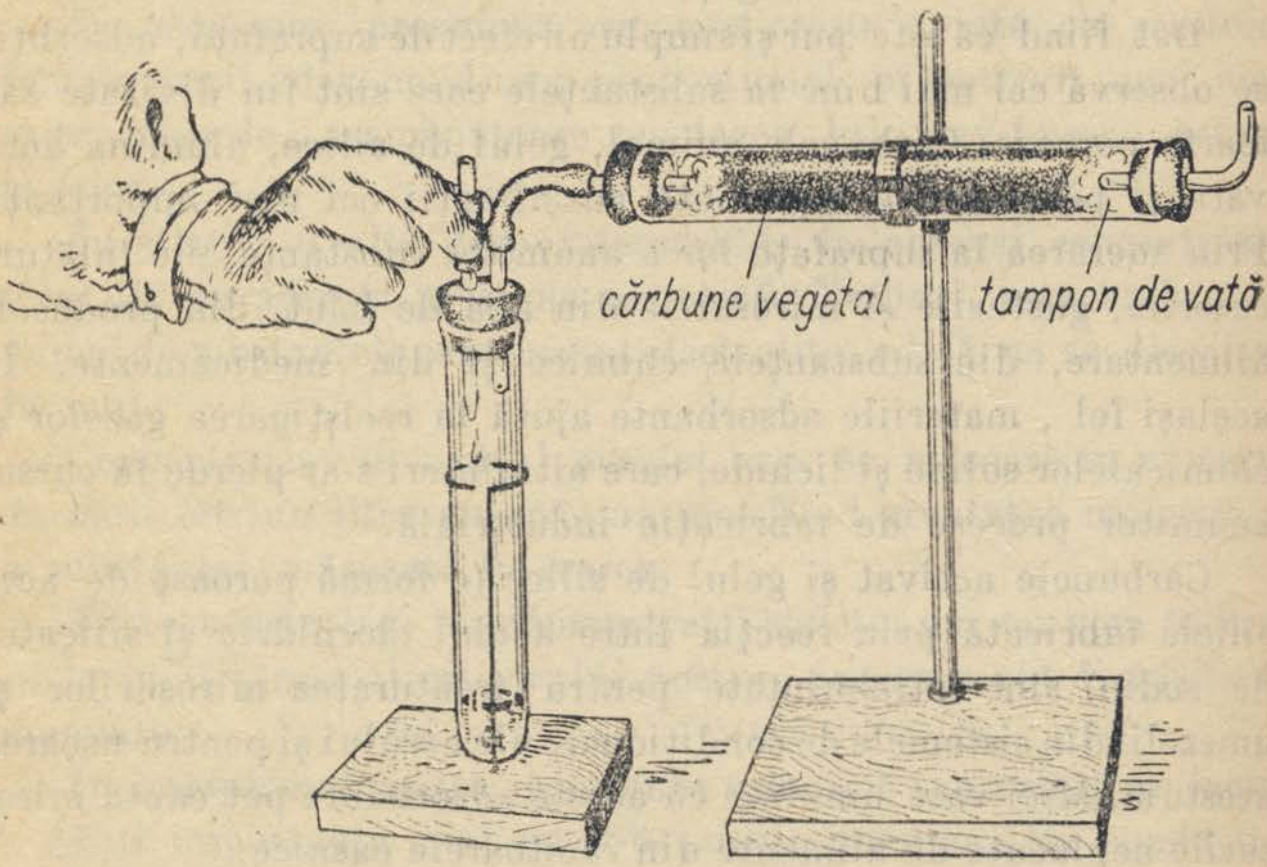


Fig. 58. Instalația cu ajutorul căreia se poate demonstra că hidrogenul sulfurat este adsorbit de cărbunele activat.

Aparatul de adsorbție se alcătuiește foarte simplu. Luați un tub de sticlă de 2,5 cm diametru și 30 cm lungime, umplut cu cărbune vegetal sub formă de granule sau de pulbere. La fiecare capăt al tubului, un tampon de vată obișnuită, nu prea mult înfundat, împiedică împrăștierea cărbunelui. Fixați tubul în poziție orizontală pe un stativ și puneți în legătură unul din capetele sale, printr-un dop cu un orificiu, cu generatorul de gaz (fig. 58).

Fixați un dop similar la capătul celălalt, prevăzut cu un tub de sticlă îndoit. Picați cîteva picături de acid clorhidric peste sulfura de fier din eprubetă. Trebuie să se nască hidrogen sulfurat. Totuși veți constata că hidrogenul sulfurat este adsorbit și mirosul său nu se mai simte la capătul tubului.

Pentru experiențele noastre putem întrebuința aproape orice cărbune vegetal. Dacă nu a fost activat, îl putem activa singuri, cel puțin parțial, încălzindu-l pînă la roșu într-un creuzet și apoi răcindu-l, imediat înainte de întrebuințare.

Este bine de la început să înlăturăm unele confuzii pe care unii chimiști amatori „mai începători" le-ar putea avea. Astfel, trebuie să se știe că nu e totuna cărbunele activat cu cărbunele animal.

Cărbunele animal (care se numește și cărbune adsorbant) se prepară prin produse animale (oase, sînge, carne). Cărbunele activat este, în schimb, un cărbune vegetal, a cărui fabricație este destul de anevoioasă.

Să repetăm experiența cu aparatul descris mai sus. Pentru aceasta mai picați puțin acid clorhidric din pipetă.

După ce gazul hidrogen sulfurat a început să se nască, mirosiți tubul de ieșire al „aparatului de adsorbție". Dacă ați folosit cărbune bun și dacă aparatul e bine întocmit, nu se va simți nici un miros.

Desfaceți eprubeta de tubul de adsorbție și înfundați capătul respectiv al aparatului de adsorbție. Apoi încălziți tubul cu cărbune, binișor cu o lampă de spirt și mirosiți spre capătul liber. Cărbunele adsorbant încălzit eliberează hidrogenul sulfurat pe care-l oprise pe suprafața sa.

Pentru a demonstra faptul că acest cărbune vegetal adsoarbe mai puternic unele gaze decît altele, repetați experiența cu alte gaze. Se știe că un cărbune activat poate adsorbi de 7 ori greutatea sa în hidrogen, de 25 ori oxigen, de 64 ori greutatea de bioxid de carbon, de 200 ori amoniac și de 300 ori clor.

Măștile de gaze conțin, printre altele, cărbune activat, care are însușirea de a se opune energic la trecerea gazelor cu molecule mari, ușor lichefiabile (gazele de luptă cum ar fi clorul, fosgenul etc.); el le „arestează" și le oprește cu energie, așa ca să nu mai poată ajunge cu aerul respirat, la plămîn.

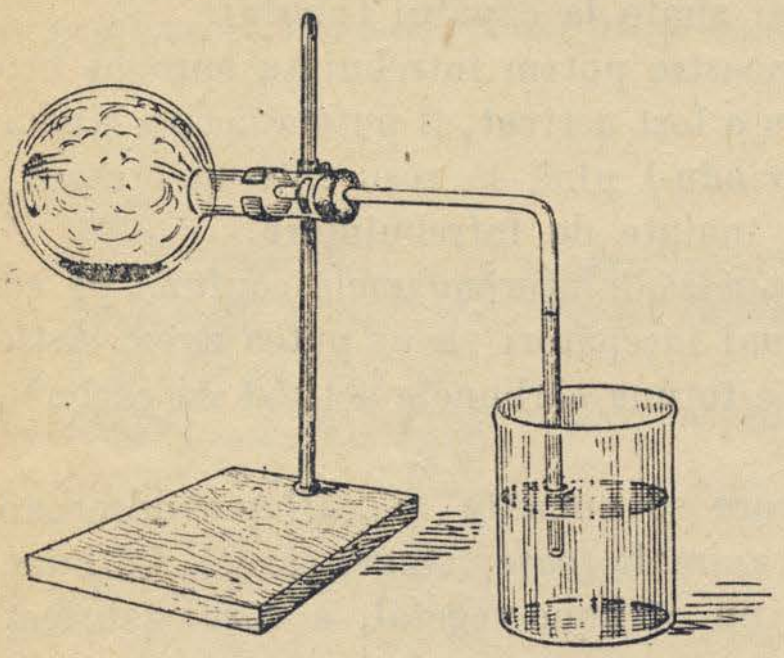


Fig. 59. Cărbunele activat adsoarbe amoniacul și crează astfel în balon un vid parțial. De aceea uleiul se ridică prin tub.

Puterea adsorbantă a cărbunelui activat poate fi demonstrată de asemenea vizual. Umpleți un balon cu gaz amoniac, turnînd în el puțin hidroxid de amoniu („amoniac" de la farmacie), lăsîndu-l să stea cîteva minute, pentru ca vaporii de amoniac să izgonească aerul și apoi răsturnîndu-l, așa ca lichidul să se scurgă. Astupați balonul cu un dop. Fixați balonul orizontal pe un stativ și pregătiți-vă un dop cu un tub de sticlă îndoit în unghiu drept și un pahar cu ulei sau untdelemn.

Scoateți dopul balonului și introduceți pe gîtul balonului o bucată de hîrtie conținînd o grămăjoară de cărbune vegetal în pulbere, apoi astupați iute balonul cu dopul prevăzut cu tubul de sticlă îndoit. Pe măsură ce cărbunele adsoarbe gazul, el produce un vid parțial, care face ca uleiul să se ridice în tub (fig. 59).

O altă experiență interesantă se poate face adsorbind vaporii de brom.

Chimiștii care au lucrat mult în laborator nu vor avea desigur nici o greutate în prepararea acestor vapori de brom. Pentru cei începători, însă, mă simt dator cu cîteva precizări. Vaporii

de brom se pot obține ușor, turnînd într-un balonaș, peste un amestec fin pulverizat alcătuit din cîte un vîrf de cuțit de bromură de potasiu și permanganat de potasiu, cîțiva centimetri cubi de acid sulfuric concentrat. Se nasc atunci, pe dată, niște vapori bruni; sînt foarte otrăvitori, și de aceea ne vom feri să-i respirăm.

Dat fiind că sînt de cinci ori mai grei decît aerul, îi vom putea „vărsa" cu ușurință în cilindru. Atenție la felul cum mînuim acidul sulfuric și vaporii de brom; nu țineți gura balonului îndreptată spre față! Lucrați cu fereastra deschisă!

În cilindrul cu vapori de brom, introducem pulbere de cărbune activat. Acoperim cu o placă de sticlă gura cilindrului și-l agităm mai multă vreme; vom vedea că vaporii bruni au „dispărut". De asemenea, mirosul neplăcut al bromului nu se mai simte.

În locul cărbunelui, am putea folosi chiar și puțin pămînt obișnuit; și acesta „suge" bromul.

Dacă, după aceasta, vom încălzi pe o farfurioară de porțelan cărbunele activat, vom vedea ridicîndu-se din el vapori bruni de brom.

O lămurire a acestei experiențe nu se va lăsa multă vreme așteptată. Se știe că acest cărbune „vegetal" activat este format din rămășițe pluricelulare, ceea ce explică faptul că în interiorul său se găsesc o mulțime de canale, găurele, pe a căror suprafață foarte întinsă sînt atrase și reținute tot felul de substanțe. Este suficient să arătăm că un gram de cărbune activat de bună calitate are o suprafață interioară de 1000 metri patrați.

Puterea de adsorbție a cărbunelui și a multor altor substanțe scade însă o dată cu ridicarea temperaturii. Astfel 1 gram de cărbune de lemn bun adsoarbe la 0 grade 18 cm^3 de oxigen, pe cînd la — 185 grade 250 cm^3.

Iată acum alte experiențe care ne demonstrează cît de puternică poate fi în unele cazuri adsorbția.

Amestecăm o parte (în greutate) de rumeguș de lemn, uscat în aer, cu aceeași cantitate de pulbere uscată, albă de pentoxid de fosfor (atenție, nu loviți!) într-o farfurioară de porțelan. Dacă, din întîmplare, acest amestec nu reacționează singur, după cîteva minute, prin carbonizare, vom ajuta reacția adăugînd cîteva picături de apă.

După reacție, punem toată grămada de cărbune într-o pîlnie la care am pus o hîrtie de filtru și spălăm cu apă de robinet și apoi cu apă distilată atîta vreme, pînă cînd apa de spălare, care se scurge, nu mai înroșește turnesolul.

Aceasta înseamnă că tot acidul fosforic format a fost spălat. După aceea, luăm cărbunele activat, rămas în hîrtia de filtru, și-l uscăm foarte bine.

Cu acest cărbune activat vom putea face unele experiențe interesante. Înaintea fiecărei experiențe vom avea însă grijă să încălzim cărbunele bine și apoi să-l răcim.

Punem într-o farfurioară de porțelan vreo 20 cm^3 de cărbune activat și alături, într-o altă farfurioară, aceeași cantitate de nisip (grosolan).

Să vărsăm acum peste amîndouă substanțele, cîte 3 cm^3 de eter (atenție! orice flacără va fi stinsă, iar sticla o vom închide imediat după aceea și o vom îndepărta!). Aprindem apoi un chibrit și-l apropiem de farfurioare; deasupra nisipului se va aprinde o flacără, în timp ce deasupra cărbunelui nu vom vedea nici o flacără, pentru că acesta a adsorbit eterul.

Să punem acum într-o eprubetă cîteva picături de eter și să agităm. Apoi, aruncăm înăuntru puțin cărbune activat, închidem eprubeta cu un dop de cauciuc bine potrivit, prevăzut cu un tub de sticlă, la care am adaptat un tub de cauciuc; înmuiem într-un vas cu apă capătul liber al tubului de cauciuc, și agităm puțin eprubeta. Vom vedea că apa se ridică în sus, prin tubul de cauciuc, în eprubetă, dat fiind că vaporii de eter au fost adsorbiți de cărbune și în acest fel s-a născut un spațiu cu aer rarefiat.

Adsorbția unei substanțe chimice de către alta găsește utilizări importante în industria coloranților. Vopselele, care în mod obișnuit nu ar fi reținute de o substanță textilă, pot fi adesea determinate să rămînă în loc, tratînd mai întîi substanța textilă cu o substanță insolubilă, care adsoarbe colorantul. Hidroxidul de aluminiu este un astfel de adsorbant.

Să luăm o pîlnie prevăzută cu o hîrtie de filtru și o umplem cu cărbune activat. Fixăm pîlnia de un stativ sau de ceea ce, în laboratorul nostru, joacă rolul stativului.

Turnăm apoi deasupra o soluție de turnesol sau de alt colorant vegetal; prin tubul pîlniei se va scurge o soluție aproape complet decolorată, pentru că materiile colorante au fost adsorbite de cărbune (fig. 60). Puteți demonstra efectul adăugînd cîteva picături dintr-o soluție de indigo, de alizarină sau de cerneală ordinară, neagră, la puțină apă într-un pahar înalt. După aceea, dizolvați un sfert de lingură de alaun (piatră acră) în apă și amestecați încă o jumătate de lingură de amoniac. Vor apare îndată grămezi de materie colorantă cu spații clare între ele, ce se vor depune treptat, lăsînd partea de sus limpede ca apa. Ce se întîmplă? Alaunul (sulfat dublu de aluminiu și potasiu) reacționează cu hidroxidul

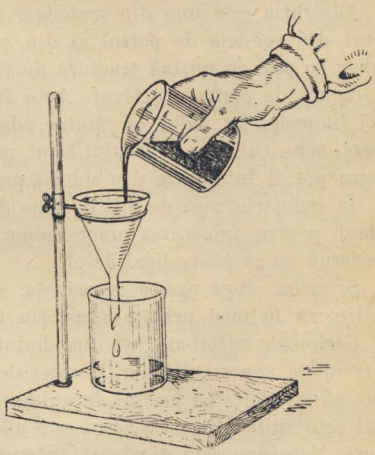


Fig. 60. Cărbunele activat reține colorantul, astfel că lichidul curge incolor din pîlnie.

de amoniu pentru a forma un precipitat gelatinos de hidroxid de aluminiu.

Acesta adsoarbe substanța colorantă, care este atrasă în jos, pe măsură ce precipitatul se depune.

Adsorbția este una din metodele prin care iodul este recuperat din sondele de petrol și din sare. Colorați puternic un pahar cu apă cu puțină tinctură de iod și mestecați-o bine cu o lingură de cărbune activat. Apoi filtrați soluția. Va rezulta apă limpede, iar iodul va rămîne adsorbit pe cărbune. Mirosul verzei acre, culoarea zahărului brun, mirosul și culoarea oțetului negru pot fi înlăturate din soluții prin același procedeu.

În industrie, zeci de mii de tone de adsorbanți sînt necesari anual pentru fabricarea unor importante substanțe. Tehnica modernă nu se poate lipsi de el.

Și acum, după aceste experiențe, să vedem pe scurt cum se utilizează în mod practic adsorbția în industrie.

Cărbunele adsorbant este întrebuințat în multe cazuri pentru a recupera vaporii din aer. Caroseriile automobilelor, de exemplu, sînt vopsite cu mașini de pulverizat vopseaua în cutii special construite, din care aerul este adsorbit prin niște conducte mari. Vopseaua este dizolvată într-un solvent volatil, care se pierde în aer, prin evaporare de pe suprafața vopsită. Aerul care conține vaporii acestui solvent este trecut prin straturi de cărbune activat granular, care adsorb în mod selectiv acești vapori.

Cînd se ajunge la limita capacității de adsorbție, solventul este recuperat, suflînd vapori de apă prin cărbune. Vaporii iau cu ei solventul revolatilizat și-l duc într-un condensator, unde amîndoi se reîntorc la forma lichidă. Dacă solventul nu se poate amesteca cu apa, el se poate separa ușor prin extragerea stratului de solvent. Dacă este miscibil, el se separă prin distilare. Chiar cînd concentrațiile de vapori de solvenți sînt extrem de mici, ei pot fi totuși recuperați din aer, prin acest procedeu.

O altă utilizare a adsorbției este decolorarea, pe care am menționat-o mai înainte. Cărbunii decoloranți se folosesc amestecînd un mic procent de cărbune cu lichidul care este supus tratamentului. Dozajul poate merge de la 0,01 pînă la 5 la sută.

După ce echilibrul de adsorbție a fost realizat, cărbunele este extras din lichid, prin filtrare.

În unele instalații de purificare a apelor de băut se întrebuințează cărbunele activat sub formă de pulbere pentru eliminarea mirosului și gustului. De obicei, 5 pînă la 10 kilograme de cărbune pentru 10 milioane de litri de apă sînt suficiente! Cărbunele se aplică prin împrăștierea în mari bazine de sedimentare, unde se lasă o perioadă de contact de la una pînă la patru ore, înainte ca acest cărbune să se depună. Cărbunele care trece dincolo de bazinele de sedimentare este oprit de filtrele de nisip.

Cărbunele granular activat, fabricat din lignit, e întrebuințat foarte mult, pentru înlăturarea mirosului și gustului neplăcut, în canalizările cu apă de băut. „Viața" unui astfel de strat este foarte lungă.

În ultimii ani, cărbunele activ a fost folosit pentru cîteva scopuri noi. Una din cele mai interesante întrebuințări este în fabricarea penicilinei și a unor agenți antibiotici similari. Penicilina este produsă, după cum se știe, de mucegaiul Penicillium notatum; după ce cultura mucegaiului este terminată, în mediul în care a crescut mucegaiul se găsește penicilină, în concentrații foarte mici. Pentru a adsorbi penicilina se întrebuințează cărbune cu indice de activitate și puritate foarte mare. După aceea, penicilina se extrage ușor din cărbune, cu ajutorul unui solvent ales cu grijă. Această metodă este întrebuințată și asupra streptomicinei. De asemenea, se fac experiențe în vederea găsirii unei metode pentru concentrarea anumitor hormoni prin procedee similare.

Cel mai mare domeniu pentru cărbunele activat este în rafinarea zahărului. Funcția cărbunelui, în aceste cazuri, reprezintă

un exemplu pentru numeroase alte aplicații. Zahărul e produs de natură în sfecle și trestii, dar e, desigur, însoțit de o mulțime de alte substanțe, organice și anorganice. Problema este de a separa zahărul de aceste substanțe asociate.

Alt grup mare de substanțe tratate cu cărbune activat sînt chimicalele organice, care se fabrică sintetic. În numeroase sinteze se formează produși secundari, care pot avea gust, miros sau culori neplăcute. Printre produsele sintetice, tratate cu cărbune sînt intermediarii întrebuințați în fabricarea nylonului și a numeroase vopsele. Sulfamidele, atebrina și chimicalele fotografice sînt purificate atît în stadiile intermediare, cît și în cele finale. Vanilina sintetică, vitaminele și numeroase medicamente sînt aduse în starea necesară de mare puritate prin tratament cu cărbune activat.

SCAMATORII CHIMICE

În chimie, amatorul întîlnește experiențe de mai multe feluri. Unele îl lămuresc asupra unei teorii pe care altfel nu ar înțelege-o. Altele au ca rezultat fabricarea unor substanțe necesare în viața de toate zilele. În sfîrșit, sînt cîteva experiențe pe care amatorul le face pentru că sînt neașteptate și frumoase și care trezesc interesul pentru chimie. Acestea din urmă se înglobează ușor printre „scamatoriile" chimice. Capitolul de față le este închinat.

MISTERUL MÎINILOR NEGRE

Oferiți unui spectator un lighean plin cu apă în care să-și înmoaie mîinile. Apoi, îi dați un prosop pe care și le șterge...

... De unde, înainte, mîinile îi erau albe și curate, după ce și le-a șters au devenit negre, cu pete mari, încă umede!

Explicația experienței este foarte simplă. Apa din lighean nu era chiar apă curată, ci o soluție de calaican (sulfat feros, un praf de culoare verde, care se găsește la toate vopselăriile). De asemenea, prosopul are presărat în porii lui un praf fin, invizibil: acid tanic pulverizat. Eventual, se poate înlocui tot așa de bine cu praf de gogoși de ristic (acele creșcături de mărimea unei alune, care se dezvoltă pe frunzele stejarului, în urma înțepăturii „viespii de stejar") pisat mărunt pînă ajunge ca o făină. Aceste gogoși de ristic conțin acid tanic (un praf galben).

Între acidul tanic și sulfatul feros se formează un precipitat de culoarea neagră. Este pur și simplu procedeul prin care se fabrică cerneala de tanin.

Așa încît spectatorul năpăstuit nu poartă pe mîini decît o cerneală — și încă de cea mai proastă calitate!

Puteți chiar să-l asigurați: iese la spălat, cu apă și cu săpun.

FUM...

Îmi aprindeam tocmai țigareta... Prietenul meu, așezat comod într-un fotoliu, mă privi cu o sclipire ciudată în ochi.

— Vezi sticla de colo?

Pe masa de alături se afla o sticlă obișnuită, cu pereții transparenți, probabil uitată de la prînz, în care se zărea un rest de apă. Dopul era azvîrlit alături de ea.

— Îți voi arăta acum o mică scamatorie... Pe măsură ce vei fuma, fumul țigaretei tale va trece înăuntrul sticlei, cu toate că aceasta va fi astupată!

Și, îndreptîndu-se către masă, prietenul meu — pe care nu-l știam chimist și nici măcar scamator — luă dopul într-o mînă și sticla în cealaltă.

— Așa! Acum, trage din țigară...

Nedumerit, mă supusei. Astupă atunci sticla cu dopul și o așeză în fața ferestrei, la lumină.

Și iată că vorbele prietenului meu se împliniră întocmai. Pe măsură ce fumam, sticla se umplea cu fum, din ce în ce mai gros... iar el, zîmbind, mă privea triumfător.

După ce am rămas înmărmurit timp de un minut și jumătate (prietenul meu spune că a cronometrat), o idee mi-a străbătut creierul, am sărit în sus cu un „evrika"! am scos iute dopul de la sticlă și l-am mirosit... Da, da, avusesem dreptate! Mirosea a amoniac!

— Ce vrei, în ultimul timp a început să mă pasioneze chimia, m-a lămurit prietenul meu.

Această scamatorie de mare efect poate fi îndeplinită cu același succes de oricare chimist amator, care citește aceste rînduri. Iată cum. Vom avea grijă ca sticla, în aparență inofensivă, să fie așezată pe masă înainte de venirea prietenului. Resturile de pe fundul ei nu sînt de fapt urme de apă, cum s-ar putea crede, ci o soluție diluată de acid clorhidric (HCl), iar dopul aruncat cu atîta nepăsare pe masă a fost înmuiat mai dinainte în hidroxid de amoniu (NH_4OH).

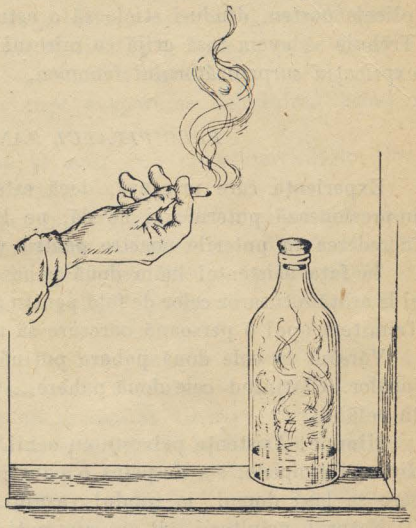


Fig. 61. Fumul de țigare a intrat în... sticla astupată.

$$HCl + NH_4OH = NH_4Cl + H_2O$$

Acum, toată lumea este lămurită. Reacția dintre acid și bază (amoniac) are ca urmare formarea clorurei de amoniu (țipirigul, NH_4Cl) care, în cazul de față, se arată sub forma unui fum albicios, ce se adună în cantitate cu atît mai mare, cu cît cele două substanțe stau mai multă vreme în contact.

Vaporii de amoniac și vaporii de acid clorhidric se întîlnesc în mijlocul sticlei, formînd chiar în aer clorura de amoniu; „fumul" este alcătuit dintr-o sumedenie de părticele mititele de

țipirig, care pînă la urmă se vor depune pe pereții sticlei, dar pînă una-alta seamănă foarte bine cu fumul de țigară.

Cu puțină îndemînare, vom reuși chiar să-l facem pe prietenul nostru să devină fără să știe și desigur fără voia lui, complicele nostru, dîndu-i sticla să o astupe în timp ce fumează. Trebuie să avem însă grijă ca mirosul amoniacului să nu-i dea explicația surprinzătorului fenomen.

PRECIPITATUL FANTOMĂ

Experiența care urmează, dacă este făcută cu îndemînare, impresionează puternic și ne dă, pe lîngă satisfacția reușitei, încrederea în puterile noastre pentru viitoarele încercări.

În fața asistenței luăm două pahare „goale", dintr-un raft, și le arătăm tuturor celor de față pentru a înlătura orice bănuială. Trimitem apoi o persoană oarecare să ne aducă un vas cu apă.

Vărsăm în cele două pahare puțină apă și arătăm lichidul incolor. Clătinînd cele două pahare... vărsăm conținutul unuia în celălalt.

Minune! Asistența privește cu ochii mari deschiși. În pahar, din apa limpede, s-a desprins o panglică de un galben superb, care se lasă domol, la fundul vasului.

Natural, privitorii sînt entuziasmați... aplauze, manifestări... iar dumneavoastră ați căpătat reputația unui mare scamator. Bineînțeles, afară numai dacă printre cei de față nu se mai află vreun alt amator chimist, care să bănuiască adevărul.

... Iată, acum, explicația științifică a fenomenelor. După cum bănuiți, paharele nu sînt goale, de la început.

Bine, dar le-am arătat celor de față, care s-au convins că ele nu conțin nimic?

Dezlegarea e simplă. Pe fundul paharelor este depus un praf fin (în fiecare pahar cîte o substanță); amestecate, în soluție, aceste substanțe dau un precipitat galben.

Iată cum obținem depunerea prafurilor pe fundul vaselor; luăm o cantitate foarte mică de acetat de plumb (se găsește la farmacii sub numele de apă de plumb) în soluție, pe care o punem într-un pahar. În celălalt pahar turnăm cîteva picături dintr-o soluție de iodură de potasiu, o sare albă, ușor de găsit. Cantitatea de lichid trebuie să fie foarte mică, pentru ca apoi să-l putem evapora ușor, clătinînd paharele.

Substanțele se depun, după evaporarea lichidului, lăsînd o crustă invizibilă.

Prin dizolvare în apă și apoi prin amestecarea soluțiilor, obținem precipitatul.

Pentru a căpăta un precipitat de culoare mai închisă, deci mai vizibilă, putem să încercăm să lucrăm cu alte săruri, care însă au dezavantajul că se pot vedea mai ușor pe fundul paharului. Putem folosi ferocianura de potasiu (gălbuie) și clorura ferică (cărămizie).

Ele dau un precipitat albastru. Se știe de altfel că ferocianura de potasiu este un reactiv pentru toate sărurile ferice — adică dă întotdeauna un precipitat albastru atunci cînd se amestecă în soluție cu o sare ferică (unde fierul e trivalent).

Putem lua de asemenea fericianură de potasiu (roșiatică) și sulfat feros (un praf verzui), care dau un precipitat albastru, de nuanță diferită de a primului. Și aici e vorba de o reacție caracteristică, de recunoaștere, pentru că fericianura de potasiu e un reactiv pentru sărurile feroase (unde fierul este bivalent, Fe—II).

BILA DE FOC

Sînt unele substanțe chimice care dezvoltă foarte multă căldură atunci cînd li se adaugă apă, pentru că, prin adăugarea de apă, este înlesnită reacția dintre ele.

Acest fenomen se poate folosi pentru o scamatorie atractivă.

Singurul lucru mai deosebit de care vom avea nevoie va fi o bilă de metal, găurită.

În timpul experienței, după ce am introdus în această bilă o lingură din amestecul preparat după rețetele de mai jos, adăugăm un sfert de pahar de apă și apoi astupăm totul cu un căpăcel (un cuișor, un șurub etc).

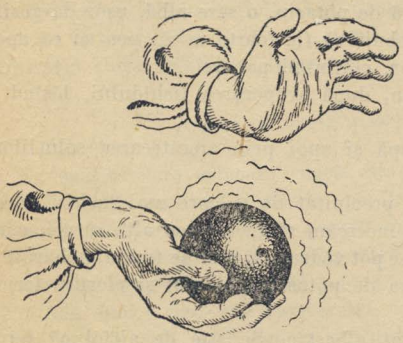


Fig. 62. Bila de foc.

Rugăm apoi pe unul din spectatori să țină bila, folosind ca pretext faptul că avem o altă experiență de pregătit. Imediat, va băga de seamă că bila se încălzește și în curînd îl veți vedea suflînd în mîini și schimbînd bila cu viteză crescîndă dintr-o mînă într-alta. În scurtă vreme, bila va fi fierbinte și atunci va fi momentul culminant al comediei, căci nemaiavînd inima să rabde, biata victimă va căuta de zor un loc unde să pună bila de foc (fig. 62).

Se pot întrebuința pentru această experiență mai multe amestecuri. Unul, format din substanțe care se găsesc foarte ușor, este următorul:

60 grame pilitură de fier;

7 grame sulfat de cupru;

2 grame clorură de sodiu;

1 gram clorură de calciu;

1 gram clorat de potasiu.

Iată o altă rețetă:

45 grame acetat de sodiu;

5 grame hiposulfit de sodiu;

2 grame glicerină;

0,5 grame clorură de calciu.

O lingură rasă din aceste amestecuri reprezintă cam cinci grame. Prin urmare, făcînd aceste rețete vom putea repeta cam de douăsprezece ori scamatoria.

SIMFONIE ÎN ALBASTRU

În fața micii adunări de prieteni, scamatorul nostru, în aparență foarte calm — în realitate, poate teribil de emoționat — ține în mînă un mic tub de sticlă astupat la un capăt, cît o eprubetă de dimensiuni mici, în care spectatorii văd un lichid incolor și foarte asemănător cu apa.

— Iată — declară dînsul — am aici două cești, conținînd, una și cealaltă, apă absolut curată, după cum puteți să vă convingeți.

Voi introduce acum, pe jumătate, acest tub mic în prima din cești și lichidul pe care-l conține va deveni albastru, fără să intre totuși cît de puțin în atingere cu apa... După aceea, voi introduce tubul în a doua ceașcă; veți vedea că lichidul se va face din nou incolor...

Și, în timp ce asistența freamătă de curiozitate și nerăbdare, amatorul scamator își unește fapta cu vorba dovedindu-și spusele, fără ca măcar o singură picătură de apă din cele două cești să fi pătruns în tub.

După cîteva colorări și decolorări de acest fel, experimentatorul cheamă o persoană din asistență să-i repete gesturile: experiența nu va reuși!

Această experiență este sortită să mire pe cei ce o văd, dar în fond este foarte simplă și destul de cunoscută...

Tubul conține apă, pe care ați încălzit-o cu un grăunte de amidon (scrobeală), așa încît să obțineți o împrăștiere a moleculelor cît mai fină, obținînd deci o soluție limpede; cum această soluție s-a făcut la cald, aruncînd în ea puțin iod, soluția nu se va colora.

Totuși, știm că iodul colorează soluția de amidon în albastru intens, la rece: această reacție este foarte folosită în chimie, atît la recunoașterea amidonului (de exemplu în lapte), cu ajutorul iodului, cît și la recunoașterea iodului, cu ajutorul amidonului.

La cald, însă, soluția albastră devine aproape incoloră.

Cele două cești nu conțin decît apă curată: una din ele are însă apă de la gheață, pe cînd cealaltă cuprinde apă fierbinte.

Variațiile de culoare nu se produc decît de un număr limitat de ori, iar fenomenul devine din ce în ce mai puțin clar. Așa se explică de ce celui care încearcă să repete scamatoria, după dumneavoastră, nu-i va reuși experiența.

Totul este ca, premergător experienței, să știm să nu punem prea mult iod sau amidon în mica eprubetă.

SCHIMBAREA CULORII FEȚII

Pregătiți următorul amestec: luați puțină sare, o dizolvați în alcool de 95°, la care adăugați o mică cantitate de șofran (o materie colorantă scoasă din planta cu același nume). Agitați totul timp de zece minute și veți obține un lichid galben-roșiatic, mai mult sau mai puțin închis, după cantitatea de șofran pusă.

La o adunare în timpul serii, veți îmbiba o bucată de vată cu acest amestec, și apoi o veți ascunde în palma mîinii, ținînd

seama însă ca „la momentul oportun" să o așezați pe un obiect de fier sau de porțelan, ca să o puteți aprinde.

Dacă, stingînd luminile, veți aprinde vata, persoanele aflate împrejurul mesei vor avea figurile lor schimbate ca prin farmec — buzele vinete, părul închis etc.

Totul se datorește acțiunii culorilor complimentare.

VIOLETE ... ROȘII

Puteți stîrni mare nedumerire printre prietenii dumneavoastră, oferindu-le violete de culori neobișnuite: roșii, verzi, sau chiar albe.

Procedeul este foarte simplu.

Pentru a avea, de pildă, violete roșii, luăm un buchet de violete obișnuite, le stropim bine cu apă și apoi le înmuiem într-o soluție de acid clorhidric.

Ele vor deveni în curînd roșii.

Ca să obținem violete de culoare verde, înmuiem violetele întîi în apă și apoi le supunem la acțiunea vaporilor de amoniac, care se degajează în mod obișnuit din orice sticlă ce conține o soluție de hidroxid de amoniu (NH_4OH).

În sfîrșit, putem decolora violetele făcîndu-le albe, dacă le supunem acțiunii bioxidului de sulf (SO_2) obținut prin arderea sulfului.

Punînd tijele acestor violete atît de ciudat colorate într-un vas cu apă, vedem cum, peste cîteva ceasuri, ele își vor relua — pe încetul — culoarea ce le-a dat numele.

Scamatoria aceasta reușește întotdeauna și este de mare efect, mai ales dacă o facem unui botanist priceput, care se va căzni mult și bine pentru a ghici numele plantei prezentate.

De altfel mai sînt și alte mijloace pentru colorarea artificială a florilor.

POMUL LUI SATURN

Tăiem din tablă de zinc o fîşie lată de vreo cinci centimetri, şi apoi din această fîşie alcătuim o siluetă de arbore, cu două, trei crengi, o siluetă de om sau, în sfîrşit, ceea ce ne vine în minte în clipa aceea. De asemenea, ungem cu parafină tulpina viitorului arbore.

Fig. 63. Pomul lui Saturn.

Atîrnăm apoi această tablă într-un borcănel de sticlă, cu o sîrmă subţire. Umplem apoi borcanul cu o soluţie de acetat de plumb. Acetatul de plumb se găseşte la orice farmacie, sub numele de „apă de plumb".

Dacă soluţia de acetat a fost concentrată, zincul se va acoperi în cîteva minute cu un fel de burete ce se umflă mereu, format din foiţe de plumb cristalizat. Dacă soluţia e mai diluată, precipitarea plumbului se va face mai încet, dar cristalele vor fi mai mari şi mai frumoase (fig. 63).

Experienţa se numeşte „pomul lui Saturn". De ce? Pentru că tabla aduce pînă la urmă cu un pom şi pentru că acetatul de plumb se numea înainte „licoarea lui Saturn".

Dar lămurirea experienţei, care să fie? E cît se poate de simplă. Zincul este cu mult mai solubil în acidul acetic decît plumbul. De aceea, aceste două metale „fac schimb" între ele: plumbul se depune, iar zincul trece în soluţie, formînd acetat de zinc.

$$Pb(CH_3 - COO)_2 + Zn = Pb + Zn(CH_3 - COO)_2$$

INIMA DE LABORATOR

Aţi auzit de „inima fizică" a lui Ostwald? Este o experienţă în care, cu o picătură de mercur şi cîteva chimicale simple, plus o sticlă de ceasornic, obţinem mişcări regulate şi uniforme,

asemănătoare acelora pe care le face o inimă umană. Turnăm mai întîi pe o sticlă de ceasornic mercur, așa ca să obținem o picătură cu diametrul între 1,5—2 cm. După aceasta, adăugăm acid sulfuric diluat (aproximativ 10%), pînă cînd acoperă tot mercurul. În sfîrșit, turnăm deasupra, picătură cu picătură, o soluție de bicromat de potasiu.

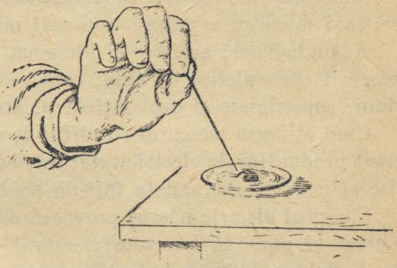


Fig. 64. Inima de laborator.

În acest fel, am terminat toate pregătirile „inimei de laborator". Picătura de mercur s-a acoperit cu un strat foarte subțire de oxid și s-a lărgit ușor... Pentru a pune în funcțiune această „inimă artificială", atingem picătura de mercur cu un vîrf de oțel, de pildă cu un ac de cusut. Îndată ce picătura a fost atinsă, ea se contractă, își întrerupe pentru cîteva clipe contactul cu acul și — de unde la început își pierduse pătura de oxid — se acoperă din nou cu oxid (fig. 64).

Prin aceasta, se dilată, atingînd din nou acul ceea ce provoacă o nouă contracție, iar fenomenul se prelungește astfel multă vreme.

Experiența aceasta, prezentată ca „scamatorie", uimește asistența neprevenită.

Explicația ei este însă destul de simplă.

Se știe că suprafața oricărui lichid se găsește într-o stare de „tensiune", de încordare — să-i spunem așa — care a fost numită tensiune superficială.

Dacă picăm puțină apă pe o sticlă, observăm că picătura are o formă mai mult sau mai puțin sferică. Aceasta se datorește

tensiunii superficiale, care se definește ca „forța ce tinde să dea suprafeței unui lichid cea mai mică întindere cu putință".

Tensiunea aceasta superficială se manifestă și între două lichide. Astfel, ea menține picătura de mercur într-o formă cît mai apropiată de cea sferică (forma sferică reprezentînd volumul cel mai mare cu suprafața cea mai mică).

Adăugînd acid sulfuric și bicromat de potasiu, mercurul s-a acoperit cu o pieliță de oxid, ceea ce a pricinuit scăderea tensiunii superficiale și deci lățirea picăturii de mercur.

Cînd atingem mercurul cu vîrful de oțel, se formează un element producător de electricitate; într-adevăr, avem două metale: fier și mercur, scufundate într-un acid.

Curentul electric născut provoacă descompunerea oxidului de mercur și pune în libertate mercurul.

Acum tensiunea superficială crește, deci picătura ia o formă mai sferică, se contractă. Prin contracție, contactul dintre ac și mercur se întrerupe, curentul electric încetează, starea revine ca la început și deci mercurul se va oxida din nou, se va lăți. Dar lățirea implică iarăși contactul cu acul, așa încît procesul va continua tot mereu... La infinit? Nu, pentru că la un moment dat bicromatul de potasiu, agentul oxidant al mercurului, va fi descompus în întregime; soluția va deveni verzuie, din cauza alaunului de crom, și inima își va bate ultimile pulsații...

Cu cît acul atinge mai puțin suprafața mercurului, cu atît amplitudinea și regularitatea pulsațiilor sînt mai mari.

VIN DIN APĂ

Mulți scamatori se făiesc cu transformarea vinului în apă. Noi vom face însă operația inversă: vom transforma apa în vin și mai mult chiar, vom fabrica un vin pe care-l vom putea oferi oricui spre gustare și spre convingere.

Aceasta este o experiență foarte simplă de chimie, care ne poate servi drept scamatorie, mai ales în fața unor prieteni nu prea obișnuiți cu chimia.

În general, scamatoria se desfășoară cam așa:

Scamatorul ia un pahar plin cu un lichid incolor și anunță: „acest pahar cu apă va fi transformat, după atingerea baghetei mele, într-un pahar cu vin de cea mai bună calitate".

Într-adevăr bagheta de sticlă (care niciodată nu părăsește scamatorul) este introdusă în pahar; „Hocus-pocus"... și apa a luat culoarea vinului!

Vinul astfel fabricat, eventual după adăugare de sifon, este oferit spre gustare spectatorilor care se conving că, într-adevăr, este vorba de vin veritabil.

Explicația este însă dezamăgitoare, pentru că scamatorul nu are de fapt, din păcate, posibilitatea să deschidă robinetul de apă și, ținînd în cale-i bagheta sa de sticlă, să obțină un șuvoi de vin!

Scamatorul nostru a fabricat vin... tot din vin, dar dintr-un vin tratat în prealabil în laborator. Cînd scamatorul pretinde că în pahar are apă, el are în realitate vin decolorat, perfect asemănător cu apa!

Cum decolorăm vinul? Luăm vin (preferabil alb sau slab colorat) și, după ce l-am vărsat într-un balon de sticlă sau într-o sticlă oarecare, îi adăugăm 10 grame de cărbune animal.

Pentru a nu cumpăra cărbunele animal de la drogherie ni-l putem fabrica singuri, calcinînd într-o oală închisă oasele de animale (folosite în bucătărie).

Astupăm sticla și agităm totul energic, cîtva timp, apoi ducem sticla într-un loc liniștit și lăsăm să se depună cărbunele la fund.

Partea limpede a lichidului este de obicei perfect incoloră, „ca apa", dar dacă mai păstrează o urmă de culoare, repetăm operația cu o altă cantitate de cărbune.

Apoi, luăm o pîlnie de sticlă, punem în ea un filtru de hîrtie și trecem prin ea vinul. Trebuie ca lichidul care trece să fie complet limpede și incolor: dacă nu e limpede, mai filtrăm o dată.

Acest lichid este „apa" din paharul prezentat spectatorilor. Culoarea i-o redăm foarte ușor: introducem capătul baghetei magice într-un colorant roșu — sau galben — înainte de a începe scamatoria. Colorantul trebuie să fie nevătămător. Cel mai bun colorant care îndeplinește condiția este metil-orange, care în cantitate mică dă tocmai culoarea vinului galben.

SPECTATORUL SCAMATOR

După ce spectatorii vor fi destul de uimiți de primele experiențe, le oferiți prilejul de a deveni ei înșiși scamatori.

Luați un pahar cu „apă" — declarați dumneavoastră — de pe masă și-l oferiți împreună cu un pai (sau în lipsă, un tub de sticlă) unui prieten, rugîndu-l să sufle prin țeavă în lichid.

Și chiar atunci se produce scamatoria: lichidul, din limpede cum era, se tulbură treptat, pe măsură ce spectatorul devenit scamator suflă în pahar.

Explicația este simplă.

Natural, nici de data aceasta „apa" nu este apă, ci este hidroxid de calciu, care se numește și apă de var și se obține dizolvînd puțin var în apă (vezi amănunte la capitolul despre bioxidul de carbon).

Aerul din plămîni conține cantități apreciabile de bioxid de carbon, care are proprietatea de a tulbura apa de var, formînd un precipitat de carbonat de calciu.

BILELE ÎN MIȘCARE

Luați o sticlă și umpleți-o cu apă de la robinet, în care adăugați bicarbonat de sodiu și apoi acid tartric (sare de lămîie). Pe măsură ce aceste prafuri se dizolvă, în lichid se va observa

o fierbere: este efervescența datorită degajării bioxidului de carbon. La gura sticlei sau a flaconului fixăm un dop perforat de plută sau de cauciuc, în care am introdus țeava unei pîlnii obișnuite de sticlă — pregătită dinainte. În pîlnie punem două sau cel mult trei bobițe de miez de soc, de plută, de pîine, sau din orice alt material ușor.

Bioxidul de carbon este astfel împiedicat să iasă din sticlă. Presiunea sa în sticlă crește mereu, neîncetat, pînă cînd atinge punctul în care poate deplasa bila ce astupă orificiul pîlniei. El aruncă în sus bobița și presiunea scade brusc, ceea ce face posibil pentru o altă bobiță să ia locul orificiului, unde rămîne iar pînă cînd presiunea bioxidului de carbon o aruncă în sus (fig. 65).

Fig. 65. Bilele năzdrăvane.

În acest fel, bioxidul de carbon nu poate părăsi flaconul decît în țîșnituri, ceea ce provoacă „dansul" bobițelor din pîlnie. Dansul continuă atîta vreme cît are loc degajarea bioxidului de carbon. Efectul este destul de interesant mai ales pentru cei neinițiați. Eventual, se pot realiza variante la această experiență, variind mărimea și culoarea bobițelor, ceea ce ar înfrumuseța și mai mult scamatoria simplă și ușor de înfăptuit cu care putem să ne uimim spectatorii.

OȚELUL CARE PLUTEȘTE

Tot pe proprietățile anumitor corpuri care, prin combinația lor, dau naștere unui gaz — în cazul de față hidrogenului — se bizuie și scamatoria pe care o descriem mai jos.

Desigur, oțelul poate pluti pe apă, de exemplu dacă îi dăm forma unei tăvi cu marginile îmbinate și destul de ridicate. Navele din oțel pot pluti, pentru că limitează spații de deplasare a apei în așa fel, încît legea lui Arhimede să fie respectată.

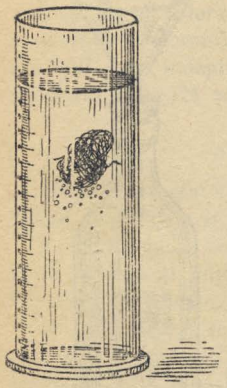


Fig. 66. Oțelul plutește!

O bucată de oțel însă, pur și simplu, se duce la fundul apei. În experiența noastră vom încerca să împiedicăm aceasta cu sprijinul hidrogenului — gazul cel mai ușor.

Experiența nu se face chiar în apă, ci în soluția unui acid destul de puțin concentrat. Această soluție de acid se prepară turnînd, pe încetul, cam 50 cm^3 de acid clorhidric concentrat într-o jumătate de litru de apă, sau cam 40 de cm^3 de acid sulfuric concentrat, în aceeași cantitate de apă. Din unirea acidului cu apa se produce căldură: așteptăm ca soluția să se răcească. După ce lichidul s-a răcit, îl turnăm într-un cilindru gradat sau într-un vas de aceeași formă.

Luăm apoi o sîrmă pe care o răsucim astfel ca să alcătuim un ghem neregulat, în formă aproximativă de sferă și o aruncăm în lichid (fig. 66).

Sîrma se afundă imediat, dar acidul reacționează cu metalul și din această reacție se naște hidrogen. Bășicile de hidrogen care se nasc din partea inferioară a ghemului susțin oțelul și-l ridică pînă la suprafața lichidului, unde se sparg în aer și se risipesc, ceea ce face oțelul să cadă din nou la fund. Fenomenul se repetă.

Se poate întîmpla ca experiența să nu reușească la prima încercare și atunci va trebui, desigur, să încercăm cu diferite concentrații de acid sau, mai bine, cu diferite sîrme și mărimi de gheme, pentru ca să obținem greutatea exactă, convenabilă

ghemului. Dacă ghemul este prea greu, bulele de gaz nu reușesc să-l ridice la suprafață și atunci trebuie să mai scoatem din sîrmă; dacă e prea ușor, ghemul nu se mai afundă. În acest caz trebuie să-i mai adăugăm sîrmă.

Prin experiențe repetate reușim să ne dăm seama de greutatea pe care trebuie să o aibă ghemul de sîrmă.

PEȘTELE ARTIFICIAL

Iată acum o experiență amuzantă pentru toată lumea: atît pentru amatorii în vîrstă, cît și pentru copii. Este vorba de o experiență de chimie, dar ea se sprijină în bună parte pe proprietăți bine cunoscute în fizică.

Să desenăm pe o hîrtie destul de rezistentă, velină, un pește; se știe că peștele are forma cea mai „aerodinamică" dintre toate animalele cunoscute. „Peștele" nostru va avea o lungime de 5—6 cm.

Un amănunt pe care nu trebuie însă să-l uităm: vom tăia prin „coada" peștelui, un canal. Vom despica, adică coada peștelui pe lungimea sa, avînd toată grija ca să rămînă de o parte și de alta două bucăți de coadă de aceeași mărime. Această despicătură va ocupa două cincimi din lungimea peștelui (cu aproximație). Tăiem marginea desenului ce înfățișează peștele. Punem apoi peștele, cu grijă, pe suprafața unui bazin cu apă, cu partea desenată în sus.

În rezumat: tăiem un pește din hîrtie, îi facem un canal la coadă și apoi îl punem pe apă.

Urmează acum partea cea mai însemnată. Luăm o picătură de untdelemn obișnuit, pe care-l scurgem cu grijă pe o sîrmă sau un bețișor, așa ca să pice exact în canal, la capătul dinăuntrul peștelui. Vom avea grijă ca acest capăt să fie rotunjit, așa ca să cuprindă exact o picătură de untdelemn (fig. 67).

Uleiul caută să se răspîndească prin canal şi să iasă afară din peşte, şi în acest fel împinge peştele de hîrtie înainte. Şi iată că „minunea" s-a înfăptuit: peştele aleargă uşurel pe apă, în tot felul de întortocheri minunate... iar dumneavoastră căpătaţi, chiar, renume de mare scamator!

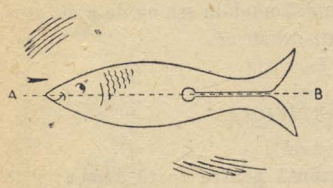


Fig. 67. Peştele artificial.

Dacă la un moment dat peştele stă, îl puteţi pune din nou în mişcare, turnînd o altă picătură de untdelemn, care-i dă „noi puteri!" Cine intră aici în funcţie? Este vorba de „împingerea" uleiului care încearcă să iasă prin canalul strîmt. Exact principiul rachetei zburătoare — dacă această comparaţie nu vi se pare cam hazardată.

Uleiul are proprietatea de a se răspîndi cu iuţeală foarte mare, după cum a arătat-o Mach în 1890. O singură picătură micuţă — aşa cum se poate obţine la capătul unei sîrme, de exemplu — este în stare să se răspîndească, într-o pătură foarte fină, pe întreaga suprafaţă a unui lighean cu apă!

DANSATORII PE APĂ

Multe lichide au însuşirea de a se răspîndi foarte repede: aşa este uleiul, după cum am putut vedea în experienţa cu „peştele artificial". Sînt însă şi numeroase gaze şi vapori care se răspîndesc tot atît de iute. Astfel de vapori sînt, de exemplu, cei ai camforului.

Astfel, cu o mică bucată de camfor, putem face ca anumite figuri să danseze singure pe apă, vaporaşe să meargă fără ajutorul nostru, animale ciudate să se mişte în apă. Toate aceste figuri se vor mişca cu ajutorul vaporilor de camfor, care se răspîndesc foarte repede.

Pentru ca să ne convingem de aceasta, este destul să aruncăm o mică bucată de camfor deasupra apei. Această bucăţică se va mişca în mare grabă pe faţa apei, făcînd tot felul de întortocheri şi de zig-zaguri, pînă cînd apa va fi acoperită peste tot cu un strat foarte subţire de camfor. Să ne construim o bărcuţă din hîrtie sau carton subţire şi să-i legăm la spate o mică bucată de camfor. Punînd bărcuţa pe apă, ea se va mişca singură înainte şi înapoi, făcînd mişcările cele mai ciudate şi mai curioase. În loc de bărcuţă, sau alături cu ea, putem să ne alcătuim tot felul de hidroavioane, animale, raci, peşti, cărora le legăm la spate o bobiţă de camfor.

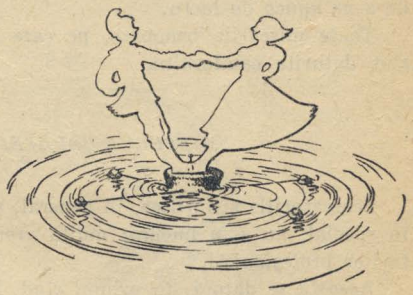


Fig. 68. Dansatorii pe apă.

Dar camforul ne ajută să facem şi o altă scamatorie. Luaţi un dop de plută, rotund, pe care-l înţepaţi cu un ac de cusut, dintr-o parte într-alta, şi apoi cu încă un ac, în cruce (ca în figura 68). La fiecare dintre cele patru capete ale acelor puneţi patru mici bucăţele de plută. Pe fiecare din aceste bucăţele de plută, fixaţi cu ceară o bucăţică mică de camfor.

Tăiaţi apoi, din hîrtie subţire, o pereche de dansatori. Sprijiniţi sau prindeţi această hîrtie cu ajutorul unui ac, în mijlocul dopului: jucăria este acum gata.

Pentru ca să o puneţi în mişcare, umpleţi cu apă o oală foarte bine spălată cu cenuşă, ca să nu aibă nici o urmă de grăsime. Puneţi la suprafaţa apei jucăria: îndată, fără să fie nevoie să o împingeţi cu degetul, ea va începe să se învîrtească şi se va

mișca astfel mai multe ore, sau chiar o zi întreagă. Trebuie numai să fiți foarte grijulii ca nici pe dop, nici pe ace, și nici în oală sau în apă să nu se găsească vreo urmă de grăsime. De aceea și mîinile noastre trebuie bine spălate cu săpun, înainte de a ne apuca de lucru.

Toate mișcările frumoase, pe care le fac jucăriile noastre, sînt datorite camforului.

MISTERUL CARAFEI CU APĂ

Scamatoriile științifice, în general, și mai ales cele chimice, în special, nu s-au bucurat multă vreme de aprecierea scamatorilor profesioniști.

Aceasta se datora, în primul rînd, lipsei de pregătire științifică a acestor oameni: altminteri, cu ingeniozitatea de care dau întotdeauna dovadă, acești scamatori ar fi reușit să realizeze niște scamatorii cu adevărat excepționale.

Scamatorii amatori vor avea astfel, mai jos, prezentat trucul care se poate denumi „misterul carafei cu apă". Este o scamatorie bună, care poate fi găsită în repertoriul tuturor scamatorilor profesioniști de astăzi. Ea se bazează, ca și cele precedente, pe anumite reacții chimice.

Patru pahare de apă, din sticlă obișnuită, goale, sînt puse împreună cu o carafă de sticlă plină cu apă pe o tavă (fig. 69).

Și apoi, începe scamatoria. Ce văd spectatorii?

După ce face cîteva gesturi largi și, pe cît cu putință, misterioase, scamatorul ia foarte simplu carafa de apă și varsă din ea:

În paharul nr. 1, apa se vede limpede și transparentă ca de obicei.

În paharul nr. 2, apa se schimbă, căpătînd o culoare brună.

În paharul nr. 3, apa devine din nou limpede.

În paharul nr. 4, iar se schimbă în culoarea brună.

În această clipă, scamatorul pare el însuși uimit: se uită la pahar (paharele nu trebuie umplute decît pe jumătate) și apoi începe să le amestece.

Nr. 1 și 2, amestecate, dau culoarea brună.

Fig. 69. Carafa misterioasă.

Nr. 3 și 4, amestecate, dau apă curată.

Scamatorul iar pare mirat.

În sfîrșit, scamatorul toarnă apa înapoi în carafă.

Amestecul 1 și 2 vărsate în carafă fac apa să devină toată brună.

Amestecul 3 și 4, vărsate după ele în carafă, fac apa să devină limpede și incoloră, ca la început.

Scamatoria produce, după cum vă închipuiți, o senzație deosebită.

Cum se pregătește scamatoria?

Explicația, deși nu e cîtuși de puțin ușor de bănuit, este cu toate acestea foarte simplă.

Paharul nr. 1 este perfect curat.

Paharul nr. 2 conține o cantitate foarte mică de pirogalol (cam cît un bob de mazăre, ba și mai puțin).

Paharul nr. 3 conține o jumătate de linguriță de acid sulfuric.

Paharul nr. 4 conține cam aceeași cantitate de pirogalol, ca și paharul nr. 2.

Carafa conține apă de la robinet, în care adăugăm, cu o clipă înainte de a începe scamatoria, o linguriță de sulfat de fier. Sulfatul nu va fi pus în apă decît exact înainte de a începe scamatoria, pentru că soluția se îngălbenește destul de repede și atunci nu ar mai putea trece drept apă. Pentru același motiv, imediat după executarea scamatoriei, carafa va trebui luată din fața spectatorilor.

Și acum, o variantă a scamatoriei.

Unii scamatori-chimiști preferă să folosească următoarele chimicale în locul celor înșirate mai sus. Le vom da în aceeași ordine și, după ce le va experimenta (în particular), magicianul-amator-chimist va fi în stare să aleagă seria de substanțe care îi convin mai mult.

Paharul nr. 1, ca mai înainte, este cu totul curat.

Paharul nr. 2 conține cîteva picături de clorură de fier (în soluție apoasă).

Paharul nr. 3 cuprinde o linguriță de soluție saturată de acid oxalic.

Paharul nr. 4 se prepară la fel ca nr. 2.

În apa din carafă se va adăuga o linguriță de acid tanic, înainte de începerea experienței. Se poate folosi și acidul sulfuric, care dă rezultate foarte bune.

În tot cazul, schimbările de culoare produse sînt instantanee și astfel trucul produce un efect puternic asupra asistenței.

*

LICHIDUL CARE ÎNGHEAȚĂ LA COMANDĂ

Într-unul din romanele lui Jules Verne, călătorii întîlnesc un lac liniștit ca o oglindă, neînghețat deși temperatura era cu mult sub punctul de înghețare. Unul dintre călători aruncă o piatră. Imediat, cu o tresărire, tot lacul îngheață. Puteți repeta, spre surprinderea prietenilor dumneavoastră, această „minune".

Sub forma ei cea mai obișnuită, experiența constă din încălzirea unei jumătăți de lingură de tiosulfat de sodiu într-un flacon sau un pahar, fără să adăugăm apă. Cristalele se topesc, dizolvîndu-se în apa lor de cristalizare. Dacă lichidul este lăsat netulburat și cristalele din care s-a format soluția sînt ferite de praf printr-o hîrtie, soluția se va răci fără să se solidifice. Adăugați însă un cristal de tiosulfat de sodiu sau orice alt corp străin, chiar o bucată de lemn, în această soluție suprasaturată, și imediat ea se solidifică, adică se cristalizează.

Putem reface această experiență pe o scară redusă. Așezați un cristal sau două de tiosulfat de sodiu pe o lamelă de microscop sau pe o bucată de sticlă. Încălziți ușor la o flacără mică. Cristalul se topește. Cînd lichidul rezultat se răcește puțin, el recristalizează imediat dacă este atins cu vîrful unui ac. Acetatul de sodiu reacționează la fel de frumos, cînd este tratat în același mod — ca orice fel de substanță chimică, care se topește fără să se descompună.

Provocînd cristalizarea „ritmică" a diferitelor substanțe chimice, puteți produce o imagine asemănătoare cu Saturn și inelul lui, pe o placă de sticlă sau pe o hîrtie de filtru. Faceți o soluție concentrată în apă, de clorură cuprică sau de sulfat de

nichel. Turnați o picătură pe o bucată de sticlă, într-o cameră caldă. În cîteva ore, lichidul se va evapora. Veți observa atunci un fapt curios: cercurile concentrice formate de cristale sînt izolate, fără cristale între ele. Același lucru se petrece cu soluțiile în alcool ale substanțelor organice, ca timolul, acidul cinamic, acetanilida.

Deși apare mai greu, un efect asemănător poate fi arătat lăsînd una sau două picături de soluție de sulfat de cupru să cadă în centrul unei hîrtii de filtru, așezată pe gura unui pahar. Așteptați cîteva ore pînă cînd sulfatul de cupru s-a uscat, și atunci turnați din nou una sau două picături de soluție pe același loc. A doua zi adăugați altă picătură sau două și repetați operația mai multe zile sau săptămîni. Evaporîndu-se, soluția va forma inele albastre de sulfat de cupru, iar în jurul lor hîrtia rămîne albă.

FACEM ANALIZE CHIMICE

DESPRE ANALIZE

De cîte ori nu v-ați pus, oare, întrebarea: „Din ce-o fi făcut cutare obiect? Ce-o fi conținut, oare, un anumit medicament?" Și este probabil că ați adăugat, apoi: „Ce bine ar fi dacă m-aș pricepe puțin la chimie! Aș face imediat o analiză și aș afla despre ce este vorba!"

Numai că, în realitate, lucrurile nu stau chiar așa. Dacă ți se dă un corp, complet necunoscut, și ești întrebat: „Din ce este format acest corp și cît conține din fiecare component?", pentru a răspunde este necesar să te apuci de o treabă deosebit de grea. Pentru o astfel de analiză sînt necesare, uneori, mai multe zile de muncă — și reactivi din cei mai complicați. O analiză chimică completă nu e ușor de făcut, nu e un lucru simplu, pe care să-l termini numai cît îți sufleci mînecile — așa cum s-ar putea crede.

Din fericire, nu întotdeauna este necesar să pornim de la zero, de la necunoscut. De cele mai multe ori, o parte din componenți sînt cunoscuți sau bănuiți și rămîne numai să verificăm prezența lor.

Cînd vrem să cunoaștem ce elemente intră în alcătuirea unei substanțe, facem o analiză calitativă — cu alte cuvinte, facem o serie de experiențe cu ajutorul cărora se pot recunoaște diferitele corpuri chimice. Este ca și cum am face cunoștință cu o

persoană: aflăm cum îl cheamă, unde lucrează și unde locuiește. Prima operație, la orice analiză, este dizolvarea substanței de analizat. Știm ce înseamnă aceasta: o soluție este de fapt împrăștierea moleculelor unui corp printre acelea ale solventului (apă, benzen, alcool etc.).

Ce se întîmplă? După cum am mai arătat, cînd un corp se dizolvă, o parte din moleculele sale se desfac în atomii din care el este alcătuit, sau în grupuri de atomi. Să luăm, de pildă, un corp foarte cunoscut: sarea. Formula acestui corp este, după cum se știe, NaCl; în alte cuvinte, o moleculă de sare este alcătuită dintr-un atom de sodiu (Na) și un altul de clor (Cl). Ei bine, cînd dizolvăm sarea în apă, moleculele de sare se desfac în acești doi atomi. Atomii obținuți astfel nu sînt însă neutri; ei sînt încărcați cu electricitate și de aceea se numesc ioni. Sodiul capătă o încărcătură pozitivă (Na+), ca toate metalele; încărcătura pozitivă înseamnă, de fapt, că-i lipsește un electron. Acest electron a fost „furat" de clor, care are deci acum o încărcătură negativă (Cl^-).

Acidul sulfuric, a cărui formulă este H_2SO_4, se desface în apă într-un grup de atomi SO_4^- (deci cu doi electroni) și doi ioni de hidrogen (H^+). Ionii pozitivi au numele de cationi, iar cei negativi de anioni.

Veți întreba: dar... pentru ce este, în definitiv, necesar să desfacem substanța în ioni, prin dizolvare? Răspunsul îl vom afla, după ce vom face o reacție simplă de recunoaștere — adică o analiză.

Să zicem că vrem să știm dacă un corp dat spre analiză conține elementul clor. Pentru experiența noastră vom lua puțină sare. O dizolvăm în apă, într-o eprubetă sau pahar, și apoi adăugăm cîteva picături dintr-o soluție de azotat de argint ($AgNO_3$). Pe loc, va lua naștere un precipitat alb de clorură de argint (AgCl). Reacția este frumoasă și ușor de realizat. Cum o interpretăm, însă? Ce s-a întîmplat în apă?

Veți afla îndată. Sarea (NaCl) era disociată în bună parte, în ioni: Na^+ și Cl^-. Azotatul de argint ($AgNO_3$) era și el disociat în ioni: în cationul Ag^+ și anionul NO_3^-. La un moment dat, noi am turnat azotat de argint în soluția de sare, și acești patru ioni s-au întîlnit. Ce credeți că s-a întîmplat? Argintul și clorul sînt, ca să spunem așa, ca niște vechi cunoștințe care se caută de multă vreme, dar nu s-au văzut, încă. În clipa întîlnirii, ei se reped unul la altul și se îmbrățișează strîns. În termeni chimici, putem spune că aceste corpuri au o afinitate puternică unul față de celălalt. Ei se unesc, formînd clorura de argint. Acest corp nu se mai desface în ioni, dar nici nu rămîne dizolvat. Combinația este strînsă, nu se dizolvă și astfel se formează un precipitat alb, brînzos, de clorură de argint, care tulbură apa. În felul acesta se poate recunoaște anionul clor (Cl^-) în orice soluție.

Iată deci pentru ce este necesar ca substanța pe care o analizăm să fie desfăcută în ioni.

DISPARIȚIA ETICHETELOR

Ne-ar fi cu neputință să arătăm aici toate reacțiile necesare pentru recunoașterea diferitelor elemente. N-am isprăvi nici umplînd din copertă în copertă cinci volume de dimensiunea celui de față! Vom da, în schimb, cîteva exemple de analize calitative simple.

Să ne închipuim, de pildă, că, într-o bună zi, aruncîndu-ne privirea asupra raftului pe care păstrăm sticlele cu diferite substanțe, observăm un lucru ciudat și neplăcut: etichetele de pe sticlele cu reactivi au dispărut! Ce-i de făcut?

Iată, în aceste trei sticle păstrăm acizii: sulfuric (H_2SO_4), clorhidric (HCl) și cel azotic (HNO_3). Dar acum, de unde o să știm ce acid se află într-o anumită sticlă? N-o să mai putem face nici o experiență!

Dar să nu ne descurajăm! Să luăm sticla cu amoniac. Pe acesta este ușor să-l recunoaștem, chiar dacă eticheta a dispărut: mirosul său înțepător, caracteristic, îl trădează de la distanță. (În realitate, în sticlă nu se află chiar amoniac (NH_3) care e un corp gazos, ci o soluție de amoniac în apă, mai bine-zis, o combinație a amoniacului cu apa, care poartă denumirea de hidroxid de amoniu — NH_4OH.) După această lungă, dar necesară paranteză, să ne înapoiem la experiențele noastre. Înmuiem în sticla cu hidroxid de amoniu o vergea de sticlă. O altă vergea o înmuiem într-una din sticlele cu acizi. Dacă în acea sticlă se află acid clorhidric (adică de fapt o soluție a gazului acid clorhidric în apă), prin apropierea celor două vergele se formează un fum des, albicios.

Nu este nevoie să alipim vergelele; este suficient să le apropiem la cîțiva centimetri, pentru ca să apară fumul des de clorură de amoniu (NH_4Cl), rezultat din combinarea acidului clorhidric cu amoniacul, după reacția:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl.$$

În sticla care a dat această reacție, se află acidul clorhidric. Dar mai departe ce ne facem? Au mai rămas două sticle: una cu acid sulfuric, alta cu acid azotic. Cum le deosebim?

E simplu: trebuie să recunoaștem doar ionul sulfat (SO_4^{--}). Desigur, multe corpuri pot cuprinde acest anion: și soluția de sulfat de cupru ($CuSO_4$), de sulfat de sodiu ($NaSO_4$) etc. În cazul nostru, noi știm însă că într-una din sticle se află chiar acidul sulfuric (H_2SO_4). Cum îl recunoaștem?

Punem într-o eprubetă un centimetru cub de apă și adăugăm cu băgare de seamă 5—10 picături de acid (niciodată nu diluăm acidul sulfuric turnînd apa peste acid — pericol de împroșcare!) În această eprubetă, turnăm apoi cîteva picături dintr-o soluție de clorură de bariu. În prezența acidului sulfuric, se formează pe dată un precipitat — ca un norișor alb, cristalin, foarte fin, format din clorură de bariu. De unde pînă acum se găsea sub formă ionizată, bariul este în această clipă înglobat în moleculă,

devenind astfel insolubil. Aceasta este confirmarea reacției de recunoaștere a ionului sulfat.

Iată, așadar, cum putem descoperi ce acizi se află în fiecare sticlă!

REACȚII FOARTE SENSIBILE — SAU CHIMISTUL ÎN DEȘERT

Există numeroase reacții de analiză foarte sensibile, cu ajutorul cărora putem recunoaște substanțele chiar dacă ele se găsesc în cantitate extrem de mică.

Iată, de pildă, o reacție frumoasă, cu ajutorul căreia se recunoaște apa oxigenată (reacția Bach). Preparăm două soluții: prima din 0,03 grame (3 centigrame) de bicromat de potasiu și 5 picături de anilină într-un litru de apă. Cele 3 centigrame de bicromat de potasiu se cîntăresc pe o balanță de precizie: asta reprezintă o bobiță mică, cam cît o gămălie de ac. La nevoie, putem pune din „ochi", deși este sigur că nu vom nimeri cantitatea precisă. A doua soluție va fi formată din 5 g de acid oxalic (otrăvitor) în 100 cm^3 de apă. Cum procedăm apoi? Adăugăm 5 cm^3 de apă oxigenată la 5 cm^3 din prima soluție și o picătură dintr-a doua. Se va forma pe dată o culoare roșie-violacee. Sensibilitatea este de 1 : 1 400 000!

Și acum, să presupunem că vă aflați în deșert, fără nici un laborator chimic apropiat. Vi se dă acolo o eprubetă cu acid clorhidric, o altă eprubetă goală și sînteți întrebat dacă acidul clorhidric este pur, sau dacă nu cumva conține urme de fier?

În laborator — ar fi ușor. Se știe că clorura ferică se recunoaște foarte lesne cu ajutorul tiocianatului de potasiu (CNSK), numit și sulfocianat de potasiu. Ar fi suficient să turnăm peste puțin acid clorhidric dintr-o eprubetă cîteva picături dintr-o soluție de tiocianat de potasiu în apă (20%). În prezența unei

cantități mai mari de fier rezultă o coloraţie roşie închisă, aproape neagră, de tiocianat feric.

Ce ne facem, însă, în plin deşert? Iată ce! În eprubeta goală adunăm salivă. Apoi, vărsăm încet saliva peste acidul din eprubetă, în aşa fel încît să nu se amestece. La zona de contact se va forma (în cazul cînd acidul clorhidric conţine fier) inelul roşu, caracteristic.

Explicaţia? Saliva conţine mici cantităţi de tiocianat de potasiu. Acest reactiv este extrem de sensibil — cu ajutorul său se descoperă a 600 000-a parte dintr-un gram de fier. Reacţia are loc numai cu sărurile în care fierul este trivalent.

MAI MULTE DESPRE ANALIZA CALITATIVĂ

O formulă chimică este un fel de înţelegere universală între chimişti, pentru a arăta constituţia chimică a unei substanţe. În timp ce piatra vînătă (sulfatul de cupru) se numeşte în franţuzeşte *sulfate de cuivre*, în nemţeşte *Kupfervitriol* sau *Kupfersulfat*, în englezeşte *copperas*, în rusește *mednîi Kuporos*, aşa încît dacă n-ai şti limba respectivă, n-ai putea să-ţi dai seama despre ce este vorba — orice chimist din orice ţară poate să recunoască acest corp în formula $CuSO_4$.

Formula chimică ne arată numărul şi felul atomilor ce alcătuiesc o moleculă din corpul dat.

Ecuaţia chimică ne arată transformările chimice suferite de anumite substanţe ce reacţionează între ele. Mulţi socotesc că este absolut necesar să ştie pe dinafară cît mai multe ecuaţii chimice. În realitate, nu e adevărat că un chimist trebuie să le cunoască pe dinafară.

A învăţa pe de rost toate ecuaţiile chimice este o pierdere de vreme. Singurul lucru care trebuie ştiut bine, este ce intră şi ce iese din reacţie. Coeficienţii se calculează apoi cu uşurinţă.

O ecuație chimică se scrie folosind formulele moleculelor ce reacționează, sau chiar numai ionii care ne interesează direct. De exemplu, turnînd într-o soluție de clorură de sodiu (NaCl) o soluție de azotat de argint ($AgNO_3$) se produce un precipitat alb de clorură de argint (AgCl). Reacția se poate scrie:

$$NaCl + AgNO_3 = AgCl + NaNO_3.$$

Dar se mai poate scrie și așa:

$$Cl^- + Ag^+ = AgCl.$$

Trebuie deci să reținem că orice reacție se produce între ioni, și nu între molecule.

Orice ion se recunoaște prin faptul că este precipitat de un alt ion pus în aceeași soluție. De exemplu, ionul de clor din clorura de sodiu se recunoaște prin faptul că, îndată ce-l punem în prezența ionului de argint, se unește cu acesta, completîndu-și sarcinile și precipită (cum am văzut cu cîteva rînduri mai sus).

Acum să trecem la cîteva „recunoașteri", pentru ca latura experimentală să nu lipsească nici din acest capitol. Semnul + reprezintă ion pozitiv (cation), iar — reprezintă un ion negativ (anion). Numărul de semne arată valența (+ sau — e monovalent; ++ sau —— bivalent etc.), adică numărul de sarcini electrice libere.

Clor. Să presupunem că vrem să căutăm dacă anionul clor (Cl^-) este prezent într-o soluție, adică dacă corpul dat spre analiză conține clor.

În soluția în care căutăm ionul clor, turnăm cîteva picături de azotat de argint ($AgNO_3$). In prezența anionului Cl^- se formează un precipitat alb, brînzos, de clorură de argint. Reacțiile care au loc sînt scrise mai sus.

Iod. (I^-). Cum se recunoaște ionul iod? În soluția în care căutăm ionul I^-, turnăm 1 cm^3 de cloroform sau sulfură de carbon și adăugăm, picătură cu picătură, apă de clor, scuturînd eprubeta. Foarte repede, cloroformul sau sulfura de carbon se

separă, așezîndu-se la fundul eprubetei și colorîndu-se în violet în prezența iodului.

Reacția între ioni este: $2\,I^- + Cl_2 = I_2 + 2\,Cl^-$ (pentru că clorul în apa de clor e sub forma moleculară, neîmpărțit în ioni; el deplasează iodul ionic în combinație și se ionizează în timp ce iodul se adună în molecule).

Pentru ce ia clorul locul iodului? Clorul are mai multă afinitate față de un ion pozitiv decît iodul.

Brom. Recunoașterea anionului brom (Br^-). Se procedează ca la iod; culoarea cloroformului depus este galben-brun.

Carbonat. Recunoașterea ionului carbonat (CO_3^{--}). Punem puțin $CaCO_3$ solid într-o eprubetă și adăugăm cîțiva centimetri cubi de HCl diluat. Se produce o fierbere (efervescență) și se degajă bioxid de carbon gazos. Ținînd la gura eprubetei o vergea de sticlă cu capătul înmuiat în apă de var, observăm că apa de var se tulbură.

Acetat. Recunoașterea ionului acetat. (CH_3COO^-) din acidul acetic sau un acetat oarecare. Luăm puțină sare solidă (CH_3COONa), de exemplu, într-o eprubetă, adăugăm acid sulfuric diluat și încălzim ușor. Acetații sînt descompuși și se naște cunoscutul miros de oțet.

Sulfat. Recunoașterea ionului sulfat (SO_4^{--}). Dacă știm să recunoaștem ionul sulfat, ne putem da seama îndată cînd avem de-a face cu un corp care conține gruparea SO_4, ca de pildă acidul sulfuric (H_2SO_4) și toți sulfații (sulfat de cupru, sulfatul de sodiu etc.). În soluția în care căutăm ionul sulfat, turnăm puțină soluție de clorură de bariu. Se formează un precipitat alb, cristalin, foarte fin, de sulfat de bariu. Presupunînd că am avut de analizat o soluție de Na_2SO_4 reacția este:

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2NaCl$$

În ioni reacția se reprezintă mai simplu:

$$SO_4^{--} + Ba^{++} = SO_4\,Ba.$$

O condiție este ca acest precipitat alb să fie insolubil în acizi diluați (acid clorhidric diluat, de exemplu), pentru că există și alți anioni care dau precipitat cu bariul, de exemplu carbonații. Aceștia, însă, sînt solubili în acizi diluați.

Permanganat. Ionul permanganic (MnO_4^-). Luăm într-o eprubetă 2—3 cm soluție de permanganat de potasiu ($KMnO_4$) și o acidulăm cu 2—3 picături de acid sulfuric diluat. Turnăm lichidul, picătură cu picătură, peste o soluție de apă oxigenată. Vom observa decolorarea imediată a soluției.

Plumb. Recunoașterea cationului plumb (Pb^{++}). Adăugăm peste soluția de cercetat cîteva picături de cromat sau bicromat de potasiu în soluție. Se produce un precipitat galben de cromat de plumb.

Argint. Recunoașterea ionului de argint (Ag^+) din săruri se face adăugînd, la soluția de cercetat, o soluție de acid clorhidric (HCl) sau de clorură de sodiu (NaCl); se formează un precipitat alb, brînzos, de clorură de argint.

Cupru. Recunoașterea ionului de cupru (Cu^{++}). Știm că soluțiile sărurilor de cupru sînt verzi sau albastre. Aceasta nu este totuși suficient pentru recunoașterea cuprului, dat fiind că mai sînt și alți cationi care formează soluții verzi (de exemplu nichelul). Recunoașterea cuprului se face în felul următor:

În soluția de sare de cupru turnăm încetul cu încetul amoniac. Mai întîi, se formează un precipitat albastru-verzui de sulfat de cupru bazic, care se dizolvă adăugînd încă și mai mult amoniac și dă o soluție colorată în albastru intens.

Iată că acum putem analiza complet sulfatul de cupru ($CuSO_4$): descoperim întîi sulfatul, apoi cuprul ca în rîndurile precedente.

Calciu. Sărurile de calciu (Ca^{++}) sînt incolore. Cîțiva centimetri cubi din soluția sării de calciu, acidulați cu acid acetic și la care se adaugă o soluție de oxat de amoniu, dau un precipitat alb.

Stronțiu. Sărurile de stronțiu (Sr^{++}) se recunosc prin faptul că ele colorează flacăra în roșu-viu.

Zinc. Sărurile de zinc (Zn^{++}). Adăugăm o soluție de carbonat de sodiu; se formează, în cazul cînd în soluție se găsește zinc, un precipitat de carbonat bazic, solubil în clorură de amoniu.

FLĂCĂRI COLORATE

Sărurile de sodiu colorează flacăra în galben puternic; sărurile de potasiu o colorează în violet. Dacă însă pe lîngă sarea de potasiu se găsește și o sare de sodiu, atunci culoarea galbenă datorită sodiului acoperă culoarea violetă a potasiului. În acest caz trebuie să privim flacăra printr-o sticlă albastră de cobalt, sau în lipsă printr-o sticlă cu cerneală albastră.

Fig. 70. Flăcări colorate.

Iată cum lucrăm: Înmuiem bucățele de vată în alcool rafinat și apoi într-o soluție de sare, a cărei colorație vrem s-o cercetăm. Aprindem apoi vata (fig. 70). Vom vedea că flacăra va lua diferite colorațiuni. (Metoda aceasta poate fi folosită în cazul oricăror săruri.)

Pentru a obține rezultate mai precise, trebuie să folosim bastonașe de oxid de magneziu (magnezie) pe care le înmuiem în soluția de sare de analizat. Aceste bastonașe se țin apoi în partea

neluminoasă a unei flăcări. Totdeauna, înainte de o nouă întrebuințare, înmuiem bastonașul în apă distilată și-l ștergem cu o sugativă. Eventual, puteți întrebuința chiar o sîrmă oarecare, dar valoarea experiențelor devine relativă, deoarece metalul respectiv colorează și el flacăra.

Iată cam ce culori se obțin:

— cu o sare de sodiu: culoarea galbenă intensă;
— cu o sare de potasiu: culoarea violetă;
— cu o sare de litiu: culoarea roșu-carmin;
— cu o sare de stronțiu: culoarea roșu-purpuriu;
— cu o sare de bariu: culoare verde-gălbui;
— cu o sare de fier: galben-brun;
— cu o sare de cupru: albastru-verzui;
— cu o sare de nichel: brun-cenușiu;
— cu o sare de calciu: roșu-cărămiziu.

Experiențele sînt interesante atît pentru valoarea lor practică — deoarece ne ajută să analizăm un corp prin mijloace foarte simple — cît și pentru frumusețea lor.

PERLE DE BORAX

Un alt fel de analiză calitativă este acela în care ne servim de așa-numitele „perle de borax".

Topind împreună cu borax anumiți oxizi metalici, se obțin borați dubli, colorați foarte diferit după calitatea oxidului folosit și după gradul de oxidare.

Pentru experiențe avem nevoie de un „baston de nichelină". Iată cum îl confecționăm. Încălzim la flacăra unei lămpi cu aragaz capătul unei baghete de sticlă. Cînd sticla se înmoaie, înfigem cu un clește o bucată de sîrmă de nichelină (de vreo 5 cm lungime). Sîrma de nichelină este „sîrma de rezistență" întrebuințată la mașini de călcat sau reșouri electrice și o putem lua

de la unul din aceste aparate stricate. Dacă vrem, strîngem cu cleștele sticla în jurul sîrmei. În tot cazul, în descrierile următoare, orice utilaj am folosi, ne vom referi la el numindu-l „fir de platină“ — acesta fiind unealta din laboratoarele mari. Firul

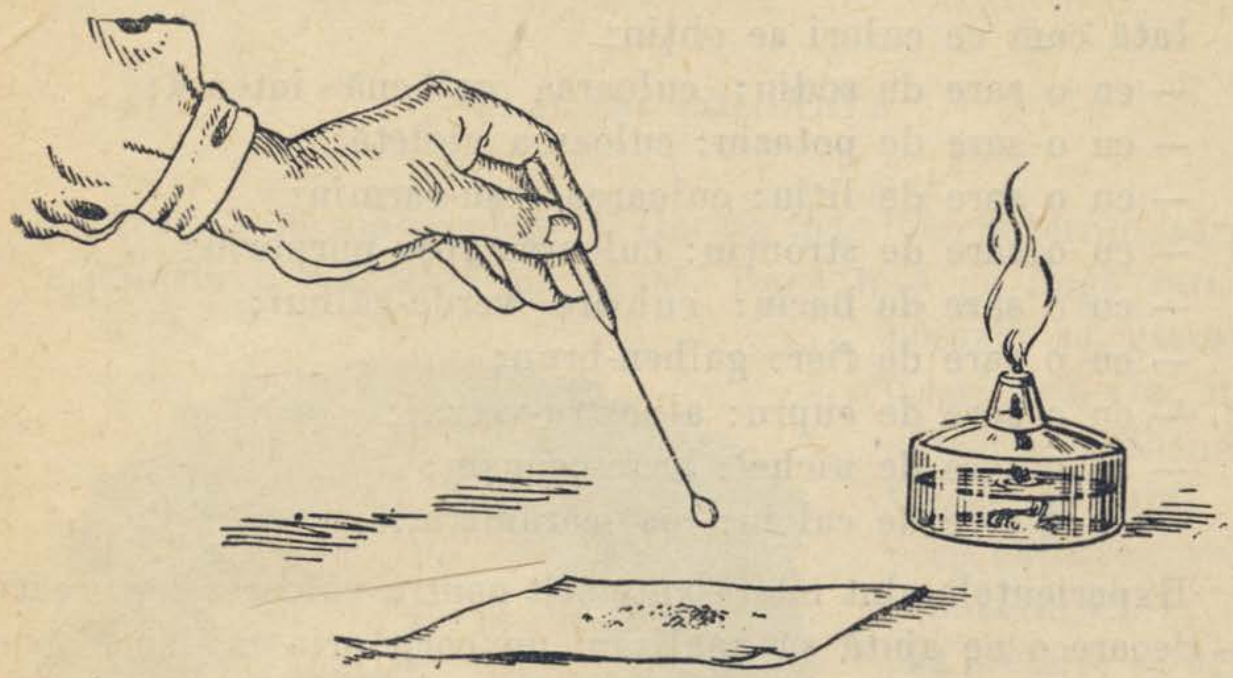


Fig. 71. Așa se face o perlă de borax.

de platină va fi îndoit la unul din capete în așa fel, încît să-i dăm forma unui inel. Îl încălzim apoi la o flacără pînă se înroșește, și în momentul acela îl înmuiem în borax pulverizat.

Boraxul aderă de inel, din cauza unui început de topire; încălzim atunci din nou, și obținem între ramurile inelului o perlă complet incoloră.

Pentru a obține perle colorate, punem pe o hîrtie o cantitate foarte mică din oxidul pe care vrem să-l analizăm, și-l atingem cu perla de borax incoloră, cîtă vreme aceasta mai este caldă (fig. 71).

Să fim atenți să nu punem prea mult oxid într-o perlă, pentru că riscăm să o colorăm prea tare. În acest caz, ea va părea neagră și nu vom mai putea să distingem nuanțele.

După ce puțin oxid a aderat de perlă, încălzim la flacăra oxidantă (în vîrful flăcării) perla, și vom vedea de îndată că perla va lua o colorație uniformă, care ne va da de știre despre ce oxid este vorba. Să se observe culoarea perlei atît în vreme ce este caldă, cît și după ce s-a răcit, pentru a aprecia schimbările de culoare.

Apoi, încălzim perla la flacăra reducătoare (în partea de jos a flacării, spre bază) și notăm dacă se petrec schimbări de culoare.

Iată ce culori am obținut cu perle, de diferite metale:

Numele substanței	Flacăra oxidantă		Flacăra reducătoare	
	Perlă caldă	Perlă rece	Perlă caldă	Perlă rece
oxid de nichel	roșu-brună	roșu-brună	cenușie	cenușie
oxid de cobalt	albastră	albastră	verde	verde
oxid de crom	roșie	roșie	verde	verde
oxid de mangan	violetă	violetă	violetă	violetă
oxid de cupru	verde	albastră	roșie	roșie

În locul boraxului, putem folosi cu același succes fosfatul dublu de sodiu și amoniu. În acest caz obținem „perle de fosfor".

Despre analiza calitativă s-ar mai putea scrie mult, însă în numeroase experiențe cuprinse în această carte, cititorii au găsit sau vor găsi destule „recunoașteri chimice". Așa încît, fără să mai insistăm, să trecem mai departe.

ANALIZA CANTITATIVĂ

Acum să facem din nou puțină teorie. Cititorul nu trebuie însă să se sperie nici de data aceasta. Teoria se va sprijini, doar, pe multe experiențe!...

Pentru a înțelege analiza cantitativă, trebuie să mai vorbim puțin despre „soluții".

O soluție e concentrată cînd conține multă substanță dizolvată, și e diluată cînd conține puțină. Numai că, veți recunoaște și dumneavoastră, termenii ăștia sînt foarte vagi și relativi. O soluție de clorură de argint, care cuprinde o milionime de gram de clorură de argint la litru, este totuși concentrată; o soluție de azotat de sodiu care conține 50 grame la litru se consideră ca fiind diluată.

De aceea, trebuie să alegem niște termeni care să fie mai precișI și să însemne pentru toată lumea același lucru: trebuie anume să fixăm concentrația soluțiilor folosite.

În laboratoare se folosește astăzi, aproape exclusiv, exprimarea concentrației în termen de molaritate.

O soluție este molară cînd un litru de soluție conține o cantitate de substanță exprimată în grame, egală cu greutatea moleculară a substanței.

Așa, de exemplu, o soluție molară de clorură de sodiu cuprinde la un litru de apă 58,5 grame de clorură. Greutatea moleculară se află adunînd greutățile atomice ale elementelor componente: N a = 23; Cl = 35,5; 23 + 35,5 = 58,5. Știm că greutatea atomică este dată de greutatea nucleului atomului. O găsim trecută în orice manual.

Greutățile atomice nu se țin minte pe dinafară.

Cantitatea de substanță egală cu greutatea moleculară exprimată în grame mai poartă numele de moleculă-gram. Prin urmare soluția molară este aceea care conține o moleculă-gram de substanță la un litru de soluție. De pildă, 58,5 g de NaCl reprezintă o moleculă-gram de NaCl.

Iată că acum cititorii chimiști amatori au o noțiune în plus. Cînd vor vedea prin cărți scris, de exemplu: sol. NaCl 1 m vor ști ce înseamnă: o soluție molară de clorură de sodiu, adică o soluție ce conține o moleculă-gram de NaCl.

Dar sol. KCl 2 m ce-ar putea să însemne? Desigur că această soluție conține, la un litru, două molecule-gram de clorură de potasiu.

NORMALITATE

Echivalentul unei substanțe se numește cantitatea de substanță care reacționează sau corespunde cu un gram de hidrogen. Echivalentul-gram este această cantitate exprimată în grame.

Nu știu cît de complicate pot să pară la prima vedere lucrurile astea, dar vom încerca să dovedim că sînt foarte simple.

Iată, să luăm acidul clorhidric: HCl. Care este echivalentul-gram al acestei substanțe? Chiar greutatea ei moleculară.

Pentru ce?

Se vede din formula lui că acidul clorhidric nu cuprinde decît un singur atom de hidrogen. Prin urmare, molecula acidului clorhidric corespunde unui gram de hidrogen: e chiar echivalentul-gram. H = 1, Cl = 35,5; greutatea moleculară și echivalentul-gram sînt egale cu: 35,5 + 1, adică cu 36,5.

Dar acidul sulfuric? Formula lui este H_2SO_4.

Cu alte cuvinte, unei molecule de acid sulfuric îi corespund doi atomi de hidrogen, deci două grame de hidrogen.

Ca să știm cît îi corespunde unui singur gram, împărțim greutatea moleculară a acidului sulfuric la 2; așa dar, 98 împărțit la 2 face 49. Greutatea moleculară e 98, însă echivalentul-gram este doar 49, pentru că 49 corespunde la un singur atom de hidrogen.

Dar ce se întîmplă cu corpurile care nu conțin hidrogen? De pildă... clorura de sodiu?

Aflăm cît i-ar corespunde unui gram de hidrogen; de exemplu, în ce privește NaCl, știm că Na poate fi înlocuit de un singur H (ca în HCl), deci aici greutatea moleculară e egală cu echivalentul-gram.

Toate acestea ne sînt necesare pentru a putea da definiția unei soluții normale. O soluție normală este aceea care conține, într-un litru de soluție, un echivalent-gram de substanță.

Precum se vede, unele soluții molare sînt în același timp normale: așa e de pildă soluția de acid clorhidric.

În schimb, soluția de acid sulfuric molară este de două ori mai concentrată decît soluția de acid sulfuric normală.

Alt exemplu: acidul fosforic (H_3PO_4) are greutatea moleculară 98. Soluția molară conține 98 grame de H_3PO_4 la litru. În schimb, soluția normală va conține doar a treia parte (98 : 3), pentru că H_3PO_4 are trei atomi de hidrogen în moleculă.

Dar... la ce folosesc soluțiile normale?

Soluțiile normale sînt cu mult mai folositoare decît cele molare.

Gîndiți-vă la un lucru doar: că toate soluțiile normale sînt egale între ele. Toții acizii a căror normalitate este egală cu unu, sînt tot atît de concentrați. La fel, toți acizii normal pe zece (n/10), între ei — sau cei n/15 între ei.

Pentru ce asta?

Pentru că orice corp cu proprietăți acide pune în libertate, în soluție, ioni de hidrogen. O soluție normală, fie că e de acid clorhidric, fie că e de acid sulfuric, cuprinde tot atîta hidrogen, pentru că așa l-am luat: să cuprindă doar un atom-gram de hidrogen. Prin urmare, vor avea aceeași concentrație totală, atît într-o soluție normală de acid sulfuric, cît și într-o soluție normală de acid clorhidric sau de alt acid. În schimb, soluțiile molare ale acestor doi acizi nu sînt egal de concentrate.

METODA VOLUMETRICĂ

În analiza cantitativă există mai multe metode. Mult folosită e și metoda gravimetrică, caracterizată prin faptul că fiecare element este separat prin operații potrivite și apoi cîntărit fie sub forma de corp simplu, fie sub aceea a unui compus bine definit.

Alte metode de analiză sînt: cea colorimetrică, spectroscopică, polarimetrică etc.

Una dintre cele folosite însă, în toate laboratoarele, este metoda volumetrică. Principiul ei este foarte simplu: se măsoară

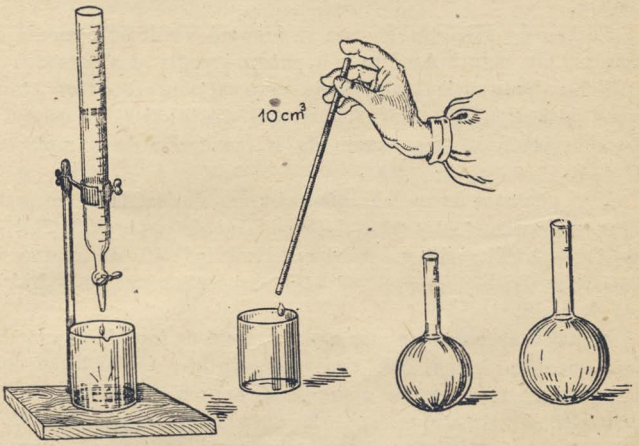


Fig. 72. Cîteva instrumente necesare analizei cantitative; de la stînga la dreapta: biuretă, pipetă gradată, baloane.

volumul dintr-o soluție de concentrație cunoscută, care reacționează cu o anumită cantitate din soluția de concentrație necunoscută. Cunoscînd cît din reactiv s-a folosit, anumite calcule ne arată ce concentrație avea soluția cercetată.

Este necesar ca în această metodă să avem un mijloc care să ne precizeze sfîrșitul reacției, adică clipa în care soluția de reactiv a reacționat cu toată cantitatea de analizat. Acest mijloc îl formează indicatorii.

Operația poartă numele de titrare. Pentru a o realiza sînt necesare baloane cotate, pipete, biuretă etc. (fig. 72).

De asemenea, pe lîngă aceste materiale vom avea nevoie de soluții etalon, adică soluții de concentrații cunoscute. Ele ne servesc ca „reactivi".

Acum, cînd știm ce sînt soluțiile normale, totul este foarte simplu.

Poate că v-ați întrebat cum se prepară o soluție normală de hidroxid de sodiu? Aceasta v-o puteți pregăti și singuri.

Echivalentul-gram corespunde sau reacționează cu un atom-gram de hidrogen, am spus. Ori, OH din hidroxidul de sodiu reacționează cu un atom-gram de H, pentru a da o moleculă de apă.

Deci pentru a avea echivalentul-gram de NaOH luăm greutatea moleculară întreagă a hidroxidului de sodiu: 23 (Na) + 16 (O) + 1 (H) = 40 g. Așadar, dizolvînd 40 de grame de NaOH într-un litru de apă, căpătăm o soluție normală de hidroxid de sodiu.

Pentru a prepara o soluție etalon, există de fapt două metode. Sau procedăm ca mai sus, dizolvînd greutatea echivalentă; sau preparăm cu aproximație o soluție și apoi o titrăm pe aceasta cu o altă soluție etalon.

Pentru ca să nu complicăm prea mult, să trecem acum la practică.

SĂ DOZĂM ACIDUL SULFURIC

Ce înseamnă „să dozăm H_2SO_4"? Înseamnă să luăm acid sulfuric de concentrație necunoscută și să cercetăm ce concentrație are, cu ajutorul unei baze de concentrație cunoscută de astă dată. Principiul este următorul: picăm o soluție de hidroxid de sodiu în acidul sulfuric de cercetat, pînă acesta se neutralizează. Știind cît NaOH am utilizat, deducem cît H_2SO_4 pur era în soluție și raportînd la volumul ei, aflăm concentrația.

Baza folosită este hidroxidul de sodiu (NaOH), de obicei normală pe zece (n/10). În biuretă se pun, într-adevăr, soluții cu concentrații mai mici, pentru ca pereții sensibili să nu fie atacați.

Orice amator are în laboratorul său o sticlă cu acid sulfuric, a cărui concentrație nu o cunoaște exact.

Ei bine, n-are decît să încerce acum. Procedeul este foarte simplu.

Întîi ne alcătuim o soluție „etalon" de NaOH. Dizolvăm 4 grame de NaOH într-un litru de apă: am obținut astfel o soluție n/10. Putem foarte bine să diluăm de zece ori o soluție normală de NaOH și obținem același rezultat. Această soluție normală pe zece de NaOH se pune în biuretă.

Se iau cu pipeta 10 centimetri cubi din H_2SO_4 pe care vrem să-l „dozăm" (pe scurt, în laboratoare se spune „acid sulfuric de dozat") și se pun într-un pahar. Paharul trebuie să fie perfect uscat.

Se adaugă apoi un indicator (trei—patru picături).

Ce indicator se folosește? În cazul de față, folosim indicatorul numit roșu de metil, care se procură ușor la farmacii. Atragem atenția asupra faptului următor: să nu se pună prea mult indicator; 2—3 picături sînt de obicei îndeajuns. Mai multe, ne îngreunează observarea virării.

Adăugăm apoi puțină apă și încălzim pînă la fierbere. Unii cititori vor spune: Cum o să adaug eu apă (fie ea distilată) peste acid?

N-o să-i schimbe concentrația?

Nu! Pentru că noi dozăm ionii de hidrogen din cei 10 cm^3 de SO_4H_2 și oricîtă apă am adăuga, numărul lor rămîne același. Prin urmare, putem să mai punem încă o tonă de apă: rezultatul va rămîne același.

Și acum, ca să nu lăsăm cititorii nedumeriți, să arătăm că soluția se încălzește pentru simplul motiv că astfel gonim acidul carbonic din aer, care, adăugînd ioni de H, ar fi modificat rezultatul.

În biuretă se introduce soluția de NaOH n/10. Turnăm apoi din ea picătură cu picătură, peste soluția de acid sulfuric pînă la „virajul" indicatorului.

Indicatorul „virează" atunci cînd culoarea lui se schimbă. Roșul de metil este roșu în mediu acid, și galben în mediu bazic. Or — și aici este toată greutatea unei titrări — nu trebuie să așteptăm ca indicatorul să devină galben: în cazul acesta, avem prea multă bază. Trebuie să obținem o culoare intermediară: pentru roșul de metil, această culoare este cea numită „champagne" (un galben bătînd ușor în roz).

O singură picătură scursă în plus ne schimbă rezultatul.

În clipa cînd am obținut culoarea intermediară așteptată, „citim", adică ne uităm la gradațiile biuretei, pentru a vedea cîți centimetri de hidroxid de sodiu s-au scurs. Să presupunem că au fost necesari 8 centimetri de NaOH n/10 pentru a neutraliza acidul sulfuric din pahar.

Facem atunci următorul raționament:

Am luat 10 cm^3 de H_2SO_4 de dozat.

Am folosit 8 cm^3 de NaOH n/10 pentru a-l neutraliza.

Deci, 10 cm^3 de H_2SO_4 conțin cît 8 cm^3 de H_2SO_4 n/10.

Pentru a prepara o soluție normală de H_2SO_4 în principiu luăm greutatea moleculară împărțită la doi (98 : 2 = 49 g H_2SO_4 pentru un litru de apă). Soluția n/10 va conține 4,9 g H_2SO_4 la litrul de apă. Un centimetru cub de H_2SO_4 n/10 va conține a 1000-a parte, adică 0,0049 g H_2SO_4. Opt centimetri, cît avem noi, vor conține: $8 \times 0{,}0049 = 0{,}0392$ grame.

10 centimetri cubi din acidul sulfuric de dozat conțin cît opt centimetri de acid normal pe zece. Deci un litru de H_2SO_4 pe care-l avem noi, va conține de 100 ori mai mult, adică 3,92.

Acidul sulfuric pe care-l avem în laborator este deci format 3,92 g H_2SO_4 într-un litru de apă.

În rezumat, iată operațiile de înfăptuit la o dozare.

1. Umplem biureta cu soluția etalon.

2. Luăm într-un pahar 10 cm^3 din soluția necunoscută, căreia îi adăugăm 2—3 picături de indicator.

3. Picăm din biuretă pînă la virarea (schimbarea culorii) indicatorului. Paharul în care picăm se agită mereu.

4. Citim gradațiile biuretei. Calculăm astfel (de exemplu în cazul cînd avem o bază de concentrație necunoscută):

10 cm^3 bază sînt neutralizați (de ex.) 8 cm^3 HCl n/10.

10 cm^3 bază conțin deci cît 8 cm^3 bază n/10.

Înmulțim titrul (cantitatea de bază conținută într-un centimetru cub de soluție normală pe zece) cu 8, și apoi cu 100.

Pentru dozarea acidului, am văzut cum se procedează mai sus.

Și asta-i tot, pentru moment. Dar nimic nu vă împiedică să citiți și alte lucruri: despre pH, despre legile lui Ostwald, despre aciditatea totală și actuală etc.

INDICATORI CHIMICI

Chimistul amator poate să-și prepare foarte ușor un indicator din substanțe comune.

Se știe că, pentru a recunoaște dacă o soluție este acidă sau dacă este, dimpotrivă, bazică, în chimie se folosesc niște substanțe numite indicatori. Aceste substanțe își schimbă culoarea, după aciditatea mediului. Cel mai cunoscut indicator este, probabil, turnesolul. Dacă picăm soluție de turnesol într-un acid, ea se înroșește.

Dacă turnesolul e adăugat într-un mediu bazic (de exemplu în hidroxid de sodiu), el devine albastru.

Numeroși indicatori pot fi preparați și de chimiștii amatori, din materiale la îndemîna oricui. Astfel, zeama de varză roșie este, în general, de culoare violetă. Aproape ca și turnesolul, ea devine roșie dacă e pusă în mediu acid, și verzuie cînd e pusă în mediu bazic.

Numele științific al indicatorului de varză roșie este „anthocian", și el se prepară după cum urmează: într-un balon punem aproximativ 50 g de varză roșie, tocată cît mai mărunt și pisată. Deasupra, turnăm 50 cm^3 de alcool. Astupăm balonul cu un dop și lăsăm 24 de ore, agitînd din cînd în cînd. Filtrăm apoi lichidul obținut și-l păstrăm într-o sticluță bine astupată. Cu substanțele neutre, lichidul dă o culoare albastră-verzuie. Cu acizii, roșu-violet, iar cu bazele, aproape verde.

Soluția preparată nu poate fi folosită mai mult de cîteva săptămîni, deoarece după acest timp se alcalinizează sau ia o reacție acidă.

Vinul roșu (sau negru) reacționează la fel: în acizi el devine roz, iar în baze, verde. Cu cît e mai bogat în alcool, vinul roșu (sau negru) este mai puțin sensibil. Pentru a fi mai sensibil, îl putem distila pentru a îndepărta cît mai mult alcool.

Aproape toate culorile vegetale au proprietatea de a-și schimba culoarea, după mediu. Vă sugerăm să încercați această proprietate, cu diferite fructe pe care le veți întîlni, în special cireșe și vișine negre.

În laborator ne sînt necesare diferite hîrtii reactive.

Sub numele de hîrtii reactive se înțeleg, de obicei, fîșii de filtru de hîrtie înmuiate în anumite soluții și apoi uscate. În prezența unor gaze sau substanțe, hîrtia reactivă își schimbă pe dată culoarea, și în acest fel putem recunoaște cu ușurință gazele sau substanțele respective.

Hîrtiile reactive se prepară din hîrtie de filtru de cea mai bună calitate. Înainte de orice, această hîrtie de filtru trebuie spălată cu acid clorhîdric diluat, iar după aceea cu amoniac foarte diluat și în sfîrșit cu multă apă distilată, pînă la obținerea unei reacții neutre.

Vom tăia această hîrtie în fîșii mici, subțiri de vreo jumătate de centimetru. După înmuierea în lichidul reactiv, le uscăm la întuneric în locuri ferite de praf, și apoi le păstrăm în borcane.

Hîrtia de turnesol este cea mai bine cunoscută și se fabrică din tinctura de turnesol. Tinctura de turnesol se prepară în felul următor: Fierbem 60 cm^3 de apă distilată cu 10 g de turnesol și apoi lăsăm să se depună impuritățile din lichid. Lichidul limpede se evaporă pînă se reduce la numai 20 cm^3, apoi se filtrează și-i adăugăm 10 cm^3 de apă distilată. Încălzim patru ore la „bain-marie" agitînd cei 30 cm^3 de soluție, cu 30 de picături de acid sulfuric pur, în prealabil diluat cu 10 cm^3 de apă. Soluția capătă o culoare roșie.

Înmuind fîșii de hîrtie în tinctura de turnesol, obținem hîrtie de turnesol. După cum am modificat culoarea tincturei în roșu sau albastru, prin adăugare de acizi sau baze, obținem hîrtie roșie sau albastră. Pentru a obține o hîrtie foarte sensibilă, aveți grijă să întrebuințați lichide foarte ușor alcaline sau acide.

Hîrtia cu suc de cireșe negre. O rețetă simplă pentru amatori: striviți cîteva cireșe negre și îmbibați hîrtiile cu sucul lor. În acizi, culoarea hîrtiei devine roșie-deschisă, iar în baze, albastră.

Hîrtie cu suc de stînjenel. Luați petale de stînjenel și fierbeți-le în apă neutră (în cantitate mică); cînd apa mai e caldă, muiați în ea hîrtia. Hîrtia se colorează în roșu cu acizii și în verde cu bazele.

Hîrtia cu acetat de plumb. Hîrtia se îmbibă în soluție de acetat de plumb 10% (obținută dizolvînd deci 10 grame de acetat de plumb în 100 de grame de apă distilată). Eventual, puteți folosi „apa de plumb" de la farmacie, care e tot o soluție de acetat de plumb.

În prezența hidrogenului sulfurat, această hîrtie se colorează în negru. Am arătat că hidrogenul sulfurat e un gaz primejdios, care însă în cantitate mică, dizolvat în apele minerale, are unele efecte vindecătoare.

Hîrtie amido-ioduratã. Fierbem o parte (în greutate) de amidon în 100 părți de apă și adăugăm apoi la filtrat (adică la lichidul obținut după ce am trecut printr-o pîlnie de filtru fiertura),

5 părți de iodură de potasiu. În această soluție înmuiem hîrtia de filtru.

Hîrtia amido-iodurată se colorează în albastru în prezența tuturor substanțelor oxidate. Astfel, ea capătă o culoare albastră în prezența ozonului, a clorului, a acidului cloric, bromic și a acidului azotos.

ȘTIȚI CE ESTE ANALIZA CROMATOGRAFICĂ?

O metodă modernă, folosită în timpul din urmă foarte mult pentru cercetările asupra compoziției substanțelor, este ceea ce se numește „analiza cromatografică". La prima vedere, această denumire poate să pară impresionant de complicată. În realitate, este vorba despre o metodă pe cît de frumoasă și ușoară, pe atît de interesantă.

Multe dintre analizele care cereau zile întregi pentru a fi desăvîrșite, se pot face într-un timp record cu ajutorul acestui procedeu.

Și nu numai atît. Această metodă e foarte sensibilă și ne dă oarecare indicații și asupra proporției în care se găsesc substanțele compunătoare. Mari servicii aduce această metodă în domeniul chimiei organice biologice și alimentare. În ce constă de fapt analiza cromatografică? Pentru a ne lămuri, vom reveni din nou asupra fenomenului de adsorbție despre care am mai vorbit.

Dacă luăm un vas oarecare, gol, închis ermetic și în legătură cu un manometru, acesta ne va arăta ce presiune atinge aerul dinăuntru. Printr-un tub, acest vas este pus în legătură cu o mașină pneumatică. Aceasta ne va ajuta să scoatem aerul din vas, pînă cînd manometrul arată presiunea de un milimetru, adică o presiune foarte scăzută, de aproape 700 de ori mai scăzută decît presiunea normală (fig. 73).

Luînd acum acest vas, îl încălzim la 200° sau 300°C și apoi așteptăm să se răcească, astfel ca să ajungă la temperatura pe care o avusese la începutul experienței. Constatăm că presiunea aerului din recipient este mai mare decît un milimetru; este mai ridicată! La început, totul poate să pară uimitor, dar totuși experiența se poate repeta — ea se face de fapt cu aparate cît se poate de sensibile — și rezultatele vor fi identice.

Din aceasta, singura încheiere pe care o putem trage este că, „de undeva", s-a format o cantitate mică de gaz, care a făcut să crească presiunea din vasul golit de aer.

De altfel, putem să facem experiența „invers". Vasul este golit de aer, cu ajutorul mașinii pneumatice, pînă se atinge o anumită presiune. După aceea, introducem în vas o cantitate bine cunoscută de gaz, care după calculele matematice ar trebui să dea o anumită creștere a presiunii. Realitatea este însă că presiunea obținută va fi ceva mai mică!

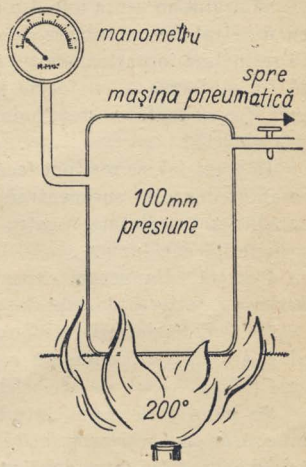


Fig. 73. În anumite condiții, gazele se „lipesc" pe suprafața interioară a recipientului.

Concluzia ce se poate trage din aceste experiențe, este că o cantitate de gaz se „alipește" de pereții vasului. Această cantitate nu cedează, nu se desparte de pereți, decît silită prin încălzire la temperatură destul de ridicată.

În sfîrșit, o experiență ultimă care s-a făcut și ea, cu multă vreme înainte. Se ia o balanță farmaceutică sau încă și mai

sensibilă, și la capătul celor două brațe se agață două sfere de sticlă, egale ca diametru. Balanța nu se înclină nici într-o parte, nici în cealaltă, ceea ce, desigur, dovedește că greutatea celor două sfere de sticlă este egală.

Să argintăm acum una din aceste sfere; să o acoperim, adică, cu un strat foarte subțire de argint. Ne-am aștepta ca balanța să se încline în partea acestei sfere, căci, desigur aceasta trebuie să fie mai grea — cu foarte puțin, e adevărat, dar totuși mai grea. Și, cu toate acestea, balanța se apleacă spre partea cu sfera neargintată!

În acest fel, se mai pot face multe experiențe tot atît de interesante, dar este suficient să examinăm vasul golit de aer și cazul sferei argintate, pentru a ne vedea siliți să îmbrățișăm o anumită concluzie.

Rezultă, din aceste experiențe, că moleculele substanțelor gazoase se alipesc de suprafața de separație cu o anumită forță.

„Suprafața de separație" reprezintă, desigur, peretele intern al vasului golit (pentru că acest perete desparte substanța din care e făcut vasul, de atmosferă); sau, la fel, suprafața sferelor.

Se pune însă acum întrebarea, dacă toate suprafețele se bucură de aceleași proprietăți (vorbim, desigur, despre suprafețele de separație între două medii).

O suprafață de separație simplă, de pildă, este suprafața unui lichid; ea desparte lichidul de atmosferă.

Dacă luăm de exemplu apă curată într-un vas oarecare, și mișcăm vasul încoace și încolo, nu se formează totuși nici o spumă.

Dacă adăugăm, însă, la această apă, o substanță oarecare (diferite săruri) cu greutatea moleculară mai mare și agităm vasul, se va forma spumă la suprafața apei (suprafața de separație).

Iată că acum problema devine pasionantă căci, dacă am putea să punem spuma deoparte, într-un alt vas, am putea să

vedem, în sfîrşit, din ce este alcătuită, adică ce substanţă se găseşte la limita de separaţie dintre apă şi aer.

Este posibil să despărţim spuma de lichid; trecînd-o într-un alt vas, spuma va deveni, din nou, lichidă. Analizînd-o, găsim că substanţa dizolvată în apă este cu mult mai concentrată în spumă, decît în apa din vas. Prin urmare, moleculele substanţei dizolvate în apă s-au adunat şi au fost reţinute la suprafaţa de separaţie.

Acelaşi lucru a fost constatat de savantul Bouhet, care a cercetat suprafaţa lichidelor cu ajutorul undelor reflectate. Se ştie că o undă luminoasă, de exemplu, ajungînd pe o oglindă, se „reflectă", introducîndu-se înapoi. Undele ce se reflectă au proprietăţi diferite, însă după cum sînt reflectate de un mediu sau de altul; de exemplu, proprietăţile lor diferă dacă sînt reflectate de suprafaţa apei curate, sau de o soluţie.

Făcînd o soluţie de săpun, unda reflectată se comportă la fel ca şi cum ar fi reflectată de pe o soluţie solidă de săpun. Deci, săpunul s-a adunat la suprafaţa de separaţie dintre apă şi aer, în cantitate foarte mare.

Aceste experienţe şi cercetările lui Bouhet dovedesc că nu numai suprafaţa de despărţire dintre aer şi solide, ci şi cea dintre aer şi lichide şi în definitiv orice alte suprafeţe de separaţie pot constitui feţe de care moleculele se alipesc. În tot cazul, concluziile sigure pe care le putem trage sînt: moleculele de gaz şi apă se adună pe suprafeţele de separaţie; moleculele diferitelor substanţe dizolvate se alipesc şi ele de suprafaţa de separaţie dintre lichide sau lichid-aer.

Acest proces de „alipire" poartă numele de *adsorbţie*. În paginile precedente am descris o serie de experienţe în legătură cu adsorbţia, care desigur că v-au lămurit asupra acestui proces. Aţi crezut, însă, desigur, că el este limitat la anumite substanţe. Iată însă că experienţele şi datele de mai sus dovedesc că adsorbţia este un fenomen aproape general.

Primul cercetător care a căutat să lărgească drumul către aplicațiile practice ale fenomenului de adsorbție a fost cercetătorul rus Țvet. Experiențele sale vestite sînt destul de vechi: ele datează încă din anii 1907—1909, dar n-au atras atenția și acestui fapt i se datorează întîrzierea cu care s-au început cercetările în legătură cu analiza cromatografică.

Să vedem, însă, mai întîi care sînt experiențele lui Țvet, care au făcut să se spună că ele constituie baza metodei noi de analiză despre care vorbim aici.

Luăm o soluție, în care am dizolvat mai mulți coloranți și o lăsăm apoi să treacă printr-un filtru adsorbant.

Pare o experiență nemaipomenit de simplă, și totuși consecințele ei sînt cît se poate de serioase. Într-adevăr, dacă facem o soluție de cerneală și o trecem peste cărbune adsorbant, culoarea este oprită de cărbune și soluția trece decolorată. Dar în cazul mai multor coloranți?

Nu toți coloranții au aceeași afinitate, aceeași poftă de a se alipi pe suprafața mediului adsorbant. Prin urmare, dacă coloana de substanță adsorbantă este destul de înaltă, vom observa că, în primul rînd, se va adsorbi colorantul cu afinitate mai mare, după el va urma un colorant cu afinitate mai mică și așa mai departe.

Amestecul de coloranți nu va fi adsorbit deci împreună, laolaltă, ci pe rînd. Coloranții se vor separa în ordinea afinității lor; și ce este aceasta decît o analiză?

Iată cîteva experiențe simple în genul acelora făcute de Țvet și doar ușor modernizate și adaptate la aparatele de care putem noi dispune.

Umplem un tub mai gros de sticlă (de preferință o eprubetă cu fundul tăiat) cu praf de carbonat de calciu (praf de cretă): acesta va fi mediul nostru de adsorbție. Capătul de jos al tubului va fi astupat cu un dop de plută sau de cauciuc, străbătut de un tub subțire de sticlă.

Luați cîteva frunze verzi de la o plantă și frecați-le apoi bine într-un mojar cu cîteva grăunțe de nisip și o cantitate mică dintr-un dizolvant, de preferat benzină; putem folosi foarte bine și benzenul. De asemenea, acetona, alcoolul, sulfura de carbon sînt dizolvanți foarte buni, dar pentru experiența noastră cel mai bun dizolvant s-a dovedit a fi un amestec de benzină cu benzen. Natural, totul depinde de posibilitățile noastre. Nisipul are rol mecanic (distruge țesuturile frunzelor, eliberînd coloranții). Frunzele verzi conțin mai mulți coloranți, din care cel mai important este clorofila verde, cunoscută de toată lumea. Experiența noastră ne va ajuta să dovedim aceasta, separînd coloranții ca și Țvet, după afinitatea lor față de adsorbant (creta).

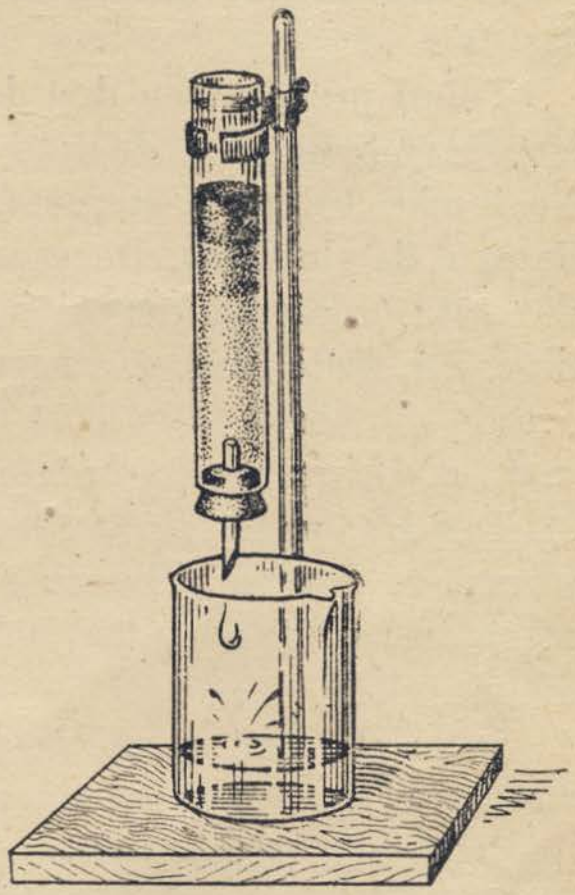


Fig. 74. Aparatul în care vom face analiza cromatografică.

După 5—10 minute de frecare, filtrăm soluția printr-o hîrtie de filtru obișnuită, obținînd o soluție verde, cu fluorescențe galbene-roșcate. Turnăm această soluție deasupra cretei din tub și așteptăm. După un timp, soluția va trece toată prin cretă. Rezultatul este surprinzător (fig. 74).

În partea cea mai de sus, creta a adsorbit clorofila (care probabil are cea mai mare afinitate) colorîndu-se în verde. Dedesubt se vede un strat mai mic, ușor colorat în galben: este xantofila. Lichidul care se scurge prin tubul subțire de jos este colorat și el în galben, ceea ce dovedește că o parte din coloranți nu au fost de loc opriți de adsorbant.

Aceasta ne spune însă că analiza nu este completă, sau că nu a fost făcută cum trebuie: într-adevăr „probabil" (veți zice), „este nevoie de un alt adsorbant, care să „oprească" și părticelele celorlalți coloranți".

Foarte drept. Să facem așadar o altă experiență în același fel.

Tubul prevăzut cu dop de cauciuc și tubuleț în partea inferioară va fi umplut, de data aceasta, cu următoarele trei prafuri. Pe fundul tubului așternem, cam de vreo doi centimetri, praf de oxid de aluminiu. Deasupra, tot atît sau ceva mai mult, praf de cretă (carbonat de calciu). În sfîrșit, deasupra punem praf de zahăr. Este bine să atragem atenția asupra faptului că toate aceste substanțe trebuie să se găsească sub formă de praf cît mai fin. Doar astfel suprafața de adsorbție este suficient de mare.

Turnăm prin tub aceeași soluție proaspăt preparată din frunze, în benzen și benzină (sau numai în unul din acestea) și așteptăm, pînă cînd tot lichidul se scurge prin partea de jos a tubului.

Surpriză! Distingem, de data aceasta, nu mai puțin de patru straturi colorate în această coloană de substanțe din tub.

Cel mai deasupra găsim, ca și mai înainte, un strat verde deschis: el reprezintă clorofila B. Dedesubt, un strat de culoare verde, mai închisă: clorofila A. Mai departe, o fîșie galbenă: aceasta este xantofila, pigmentul galben din frunze. În sfîrșit, cel mai de jos este un strat galben-brun, datorită carotinei, ultimul pigment.

...Iată deci că, prin această operație simplă, noi am făcut o analiză cromatografică, despărțind cei patru pigmenți din frunze.

Aceasta este chiar experiența lui Țvet, puțin modernizată și adaptată, după cum am spus.

Metoda — am arătat mai sus — se numește „analiza cromatografică", iar stratul de substanță adsorbantă, „coloană de

adsorbție". În sfîrșit, după îndeplinirea analizei, rezultatul poartă numele de „cromatogramă".

În marile laboratoare se fac unele completări. Astfel — pentru ca lichidul să treacă mai ușor — tot acest tub de adsorbție se fixează la un balon cu trompă. Sînt însă perfecționări pe care sîntem obligați să le facem doar în lucrările în serie, și nu în micile noastre laboratoare de amatori.

Țvet a mai arătat că această analiză se poate perfecționa și mai mult. Într-adevăr, de multe ori, doi coloranți sînt adsorbiți prea aproape unul de celălalt; ei se pot distanța, întrebuințînd o substanță care se trece prin coloană după efectuarea analizei cromatografice. Astfel, dacă în coloana noastră trecem din nou benzen, straturile vor fi mai îndepărtate între ele.

Aceasta este operația numită „developarea cromatogramei". După developare, cu oarecare grijă putem scoate din tubul de sticlă toată coloana de adsorbție, sub forma unui cilindru. Cu un cuțit, despărțim apoi diferitele substanțe; le punem în vase diferite și apoi facem o eluție.

Ajungem, astfel, să avem separați coloranții din amestecul cercetat, fiecare într-un alt vas.

Vedem, așadar, că metoda cromatografică ne permite nu numai identificarea, dar chiar și izolarea diferitelor substanțe dintr-un amestec.

Metoda cromatografică își găsește foarte multe aplicații în analiza chimică industrială. De asemenea, metoda fiind foarte sensibilă, cele mai mici impurități se scot în evidență foarte ușor. De altfel, faptul că unele substanțe nu sînt vizibile nu trebuie să constituie o piedică, pentru că, după scoaterea coloanei de adsorbție, ele se pot pune în evidență cu reactivi chimici pe porțiuni din această coloană. De asemenea, prin lărgirea zonelor de adsorbție (developare) se poate deduce și proporția în care se găsesc substanțele.

Am văzut, în general, cum se fac analizele calitative și cantitative. Vom face acum cîteva analize simple, care ne vor da posibilitatea să punem în practică cunoștințele noastre de chimie. În afară de aceasta, vom putea face cîteva analize utile. Dar, să începem cu o analiză simplă.

Aspirina, atît de cunoscută și de utilizată, mai ales în timp de iarnă, are denumirea științifică de acid acetilsalicilic. Aceasta însemnează că molecula ei este formată din acid salicilic pe care se găsește fixat un radical acetil.

Putem să ne convingem foarte ușor de acest lucru cu ajutorul unei reacții foarte simple de recunoaștere (analiză calitativă). Pentru aceasta, vom avea nevoie doar de puțină clorură ferică ($FeCl_3$) și de acid salicilic.

Luăm mai întîi acid salicilic și ne preparăm într-o eprubetă o soluție apoasă saturată. Cum se face acest lucru? Pe fundul eprubetei punem o cantitate mică din acidul salicilic. Adăugăm apoi 7—8 cm^3 de apă și agităm bine. Dacă tot acidul se dizolvă, mai adăugăm încă acid salicilic și agităm. În momentul în care acidul nu se mai poate dizolva și rămîne pe fund, înseamnă că soluția este saturată. Scurgem soluția limpede într-o altă eprubetă (eventual o filtrăm).

La 1—2 cm^3 din această soluție adăugăm acum cîteva picături dintr-o soluție de clorură ferică 1% (clorură ferică 1 g, dizolvată în 100 cm^3 de apă). Se formează imediat o culoare violetă intensă.

Prin această experiență, ne-am convins că acidul salicilic dă cu clorura ferică o culoare violetă.

Să luăm, acum, o tabletă de aspirină și să o dizolvăm în cîțiva centimetri cubi de apă, într-o eprubetă.

Turnăm cam jumătate din cantitatea de lichid într-o altă eprubetă și fierbem 3 minute, apoi răcim. Adăugăm în fiecare

amidon, cretă pisată etc. Iar pentru a împiedica acrirea laptelui, se adaugă și aldehidă formică.

Pentru a dovedi prezența în lapte a făinei și în general a corpurilor care conțin amidon, procedăm astfel: într-o eprubetă curată punem cîțiva cm^3 din laptele bănuit și-i adăugăm o picătură de tinctură de iod. Dacă laptele capătă o culoare albastră, specifică amidonului, care prin încălzire dispare și prin răcire reapare, laptele conține amidon — deci a fost subțiat cu apă, apoi îngroșat.

Pentru a dovedi prezența aldehidei formice în lapte, procedăm astfel: punem într-o eprubetă curată puțin lapte, adăugăm o cantitate egală de acid clorhidric concentrat și un cristal de alaun (piatră acră) cît gămălia unui ac. Agităm și apoi punem eprubeta într-un pahar cu apă caldă, unde o lăsăm cinci minute. Dacă laptele conține aldehidă formică va apare o nuanță roșiatică. Dacă nu conține formaldehidă, va apare o nuanță brună.

Cînd laptele s-a descompus parțial, acrindu-se și formîndu-se acid lactic, pentru a salva marfa, lăptarii neutralizează acreala cu bicarbonat de sodiu sau cretă. Noi putem dovedi prezența acestor substanțe în felul următor: evaporăm o probă din laptele suspect, pînă la perfecta uscare. Ardem rămășița ce rămîne, ca să obținem cenușa. După ce cenușa s-a răcit, îi adăugăm cîteva picături de acid clorhidric și dacă în cenușă se produce efervescență, înseamnă că ea conține bicarbonat de sodiu sau cretă pisată. Efervescența trădează prezența carbonaților.

ANALIZA URINEI

Pentru verificarea sănătății, una dintre analizele cele mai folosite este aceea a urinei.

La un om sănătos, urina are în medie următoarea compoziție în constituienți organici (în grame la litru):

uree ..... 22 g;
acid uric .....0,5 g;
creatinină ..... 1 g;
acid hipuric .....0,5 g;
acid oxalic .....0,01 g;
urobilinogen .....0,02 g;
alte substanțe.....1,1 g,
apă ..... cca. 970 g.

Totuși, în anumite boli, urina mai conține și alte elemente. De îndată ce le găsim în urină, putem afirma și prezența acelei boli sau tulburări în funcțiunile corpului.

Astfel, „patologic" găsim în urină:

— în diabet: glucoză, acetonă, acid oxibutiric și acid acetic;

— în nefrite (boli de rinichi): albumină;

— în icter (gălbinare): materii colorante din bilă și acizi biliari;

— în hematurie: sînge.

Natural, dozarea exactă a constituienților este treaba laboratoarelor bine utilate și perfecționate de biochimie. Se cer aparate complicate, precizie, multă experiență și îndemînare, precum și cunoștințe vaste.

Totuși, un amator poate afla prezența acestor corpi ce indică boala, aceasta cu titlul de experiență.

Albumina. Cum se află astfel prezența albuminei? Umplem o eprubetă cu urină (numai pe jumătate) și o încălzim în partea superioară a lichidului. De cele mai multe ori se formează, în locul încălzit, un precipitat alb, abia vizibil, ca un fel de norișor alb.

Adăugăm atunci acid acetic. Dacă acest precipitat nu se dizolvă, el este pricinuit de albumina din urină. Dacă se dizolvă, nu avem albumină în urină, ci corpi oarecum normali (calciu, magneziu etc.).

O altă reacție, cu mult mai precisă și mai sensibilă, este aceea cu acidul sulfosalicilic; ea se face „la rece" (fără a încălzi

urina). Punem în urină cîteva picături de acid sulfosalicilic, soluție 20%; dacă se formează un precipitat alb este semn neîndoielnic că avem albumină în urină.

Este bine ca urina să fie filtrată, înainte de experiențe.

Dozarea albuminei. Pentru a „doza" cantitatea de albumină, trebuie să ne preparăm reactivul lui Bang. Dizolvăm de aceea, în apă, 118 g acetat de sodiu, adăugăm 56,5 cm^3 acid acetic glacial și completăm cu apă distilată, așa ca să facem în total un litru.

Luăm 50 cm^3 de urină filtrată. O încercăm cu hîrtia de turnesol; dacă nu-i acidă, o acidulăm cu cîteva picături de acid. Adăugăm 10 cm^3 de reactiv Bang, și ținem o jumătate de oră într-o baie de apă, încălzită pînă la fierbere.

Cîntărim o hîrtie de filtru. Apoi o punem la o pîlnie și filtrăm urina (în care, datorită reactivului, s-a produs precipitarea albuminei). Spălăm precipitatul rămas în filtru, turnînd deasupra apă caldă. Uscăm apoi hîrtia cu precipitatul, la 105°C, răcim în exicator și apoi o cîntărim.

Din greutatea totală scădem greutatea hîrtiei de filtru, aflată la început, și cunoaștem astfel cantitatea de albumină conținută în cei 50 cm^3 de urină. Trebuie să raportăm apoi rezultatul la 1000 cm^3 (înmulțim cu 20).

Astfel, dacă aflăm, de exemplu, 0,2 g albumină, la 50 cm^3, înseamnă că un litru de urină va conține 4 g albumină.

Analiza cantitativă nu trebuie încercată decît dacă avem în laborator un cîntar sensibil (farmaceutic). În schimb, analiza calitativă este foarte ușor de realizat.

Prezența albuminei în urină este un semn grav al existenței anumitor boli de rinichi (nefrite acute, rinichi de stază). De asemenea, albumina apare în urină în icter și în infecții febrile etc.

Glucoza în urină. Reacția este foarte simplă. Într-o eprubetă luăm urină (cîțiva centimetri cubi) și adăugăm apoi puțină

soluție Fehling. Încălzim în partea superioară a lichidului. Dacă avem glucoză, se formează îndată în regiunea încălzită un precipitat roșu.

Aceeași experiență, tot cu soluția Fehling, se poate face și mai elegant în felul următor. Se ia urină de două degete într-o eprubetă. Într-altă eprubetă luăm soluție Fehling în aceeași cantitate. Încălzim simultan amîndouă eprubetele la aceeași flacără pînă la fierbere, apoi vărsăm soluția în urină. Dacă urina conține glucoză, peste cîteva secunde se formează culoarea roșie, ca un val roșu, ce cuprinde eprubeta.

Pentru a vedea cum decurge experiența — în cazul cînd nu avem la îndemînă urina de diabet — putem face experiența cu soluție de glucoză sau cu zahăr (fiert cu acid sulfuric).

Prezența glucozei în urină este semn de diabet.

Soluția Fehling — care ne servește întotdeauna pentru recunoașterea glucozei — se prepară în fe ul următor: luăm 3,5 g cristale albastre de sulfat de cupru și le dizolvăm fără încălzire în 100 cm^3 apă distilată. Într-alt vas dizolvăm 18 g sare Seignette (dublu tartrat de sodiu și potasiu) în 100 cm^3 apă distilată și adăugăm 6 g hidroxid de sodiu. Cele două soluții, amestecate, dau soluția Fehling. Este bine să le ținem separate — pentru că amestecate nu durează prea mult. Le amestecăm (în cantități egale) doar cînd facem experiența.

Acetona. Corpi cetonici în urină (reacția Legal). Filtrăm urina; adăugăm 10 picături de reactiv (soluție de nitroprusiat de sodiu 10%) și apoi două picături de hidroxid de sodiu. În prezența acetonei se formează o culoare cărămizie-galbenă.

Pentru a fi siguri nu este vorba de vreo altă substanță care a dat aceeași reacție, adăugăm puțin acid acetic, care formează îndată o culoarea vișinie-roșie. În urina normală, prin adăugarea de acid acetic culoarea dispare.

Prezența de corpi cetonici în urină se constată în boli febrile, în diabet etc.

Sînge. Reactiv Almen pentru sînge. Reactivul este format dintr-un amestec în volume egale de tinctură de guaiacol și de esență de terebentină. O soluție conținînd sînge se amestecă cu reactivul și se scutură; amestecul lăptos se va colora, în prezența sîngelui, în albastru.

Reactiv Adler pentru sînge (reacția cu benzidină). Eprubeta trebuie să fie foarte curată, pentru că reacția este foarte sensibilă chiar pentru urmele cele mai ne'nsemnate de sînge. Luăm un vîrf de cuțit de benzidină și o dizolvăm în puțin acid acetic concentrat, într-o eprubetă, formînd o soluție saturată (să mai rămînă pe fundul eprubetei puțină benzidină, care nu se mai poate dizolva).

Se adaugă după aceea apă oxigenată (H_2O_2) și apoi urină; în prezența sîngelui, reacția devine pozitivă, adică ia o culoare intens albastră. Sînge în urină găsim în glomerulonefrita acută și în unele otrăviri.

ÎN LUMEA CHIMIEI ORGANICE

SCURTĂ INTRODUCERE ÎN CHIMIA ORGANICĂ

„Niciodată nu se va putea prepara în laborator vreo substanță organică... Substanțele organice se formează doar în corpul organismelor vii, fie ele plante sau animale — și numai acolo".

De mult s-au îngălbenit filele cărții în care sînt scrise aceste cuvinte.

Au trecut de la tipărirea ei peste 280 de ani. Și s-au împlinit, în același timp, 130 de ani de cînd afirmațiile de mai sus au fost definitiv răsturnate cu ajutorul unor experiențe de laborator.

Dar... să începem cu începutul.

Ce sînt substanțele organice? Sînt substanțe care conțin carbon. Este, așadar, vorba despre combinații ale carbonului. Toate substanțele organice conțin carbon. Este adevărat că nu toate substanțele care cuprind carbon sînt organice. Astfel, carbonatul de sodiu sau de potasiu, bioxidul de carbon, bicarbonatul de sodiu și alte cîteva nu sînt considerate substanțe organice. Cu aceste cîteva excepții, însă, toate celelalte substanțe care conțin carbon sînt substanțe organice și fac parte din domeniul chimiei organice.

De ce au fost denumite astfel? Pentru că multă vreme ele n-au putut fi obținute decît din organismele animale sau vegetale. Astăzi se știe că ele pot fi preparate și în laborator.

Se pare că prima substanță organică preparată de om a fost oțetul — o soluție diluată de acid acetic. Acidul acetic a fost preparat prima dată în secolul al IX-lea și multă vreme a fost considerat ca fiind singurul acid organic. Gustul acru al tuturor fructelor crude era atribuit doar oțetului — deși azi se știe că există încă o sumedenie de acizi organici, care dau fructelor gustul acrișor.

Peste două veacuri s-a obținut prin distilarea vinului alcoolul ordinar (etilic) denumit și spiritus vini (de unde a venit și numele popular de spirt).

Un nume pe care chimiști îl știu deși este în general puțin cunoscut, e cel al lui Nicolas Lemery, un medic și chimist francez, care a trăit între 1645 și 1715.

La vîrsta de 30 de ani, Nicolas Lemery publică o carte intitulată simplu „Cours de Chimie". Aici întîlnim pentru prima dată clasificarea substanțelor în două mari categorii: substanțe minerale și organice. Tot aici, Lemery scrie că substanțele organice nu pot fi preparate în laborator.

Marele chimist Berzelius a sprijinit multă vreme această teorie. El a arătat că sintezele pe care numai organismele vii sînt în stare să le realizeze se datoresc unei forțe misterioase, numită „forță vitală".

Această concepție a vitalismului a pus multe piedici chimiștilor și a constituit o serioasă frînă în calea progresului chimiei.

„Ceea ce formează corpurile vii în vasele lor, nici un chimist nu poate face în baloanele și capsulele sale", scria în anul 1808 chimistul Friederich Gren.

Această concepție a fost însă răsturnată de marele chimist german Friederich Wöhler, născut în anul 1800. La vîrsta de 24 de ani, el prepară în laborator acidul oxalic, care se găsește în plante, iar la 28, ureea, pornind de la substanțe anorganice. Ureea, o substanță organică, fusese obținută în baloanele chi-

mistilor. Această lovitură dată vitalismului a constituit o adevărată cotitură pentru dezvoltarea chimiei organice.

În anul 1842, chimistul rus N.N. Zinin a reușit o nouă sinteză, aceea a anilinei, care a deschis drumul industriei coloranților. În anul 1854, Berthelot izbutește să sintetizeze grăsimile și acetilena.

În anul 1861, chimistul rus A.M. Butlerov prezintă la congresul medicilor și cercetărilor naturii ținut în orașul Speyer din Germania, referatul său despre structura substanțelor organice.

El arată că în substanțele organice, carbonul este tetravalent și că atomii de carbon se pot uni între ei, formînd lanțuri mai lungi sau mai scurte. Teoria sa a stat la baza realizărilor chimiei organice.

În anul 1865 se cunoșteau abia 4 000 de substanțe organice. În 1880, numărul lor atinsese însă 15 000 iar în anul 1935 erau aproape 350 000.

Azi, numărul substanțelor organice cunoscute este de circa un milion.

Industria coloranților a luat o mare dezvoltare datorită chimiei organice. Medicamentele reprezintă în bună parte și ele produse de sinteză organică.

Materiile plastice sînt cele mai noi creații ale chimiei organice și unele din cele mai promițătoare. Valorificarea petrolului și a metanului pe cale chimică țin tot de chimia organică.

Bogăția uluitoare a chimiei organice, perspectivele ei uriașe nu trebuie să sperie pe chimistul amator care dorește să facă cunoștință cu această ramură de mare însemnătate a chimiei.

În cele ce urmează vom înfățișa doar cîteva din cunoștințele elementare, pe care trebuie să le aveți în acest domeniu, și numai unele din nenumăratele experiențe posibile.

Pentru a nu ne pierde în atît de bogatele ramificații ale chimiei organice, va fi necesar să ne luăm o călăuză. Manualul de chimie organică poate fi folosit foarte bine în acest scop. Pentru o rapidă recunoaștere a drumului pe care trebuie să apucăm, să facem aici o scurtă trecere în revistă a cîtorva din diferitele feluri de substanțe pe care le vom putea întîlni.

Hidrocarburi. Atomii de carbon au însușirea de a se putea uni unii cu alții, formînd lanțuri de toate formele posibile.

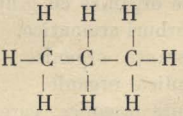
Dar ei au patru valențe, adică patru brațe care se întind pentru a face legătura cu brațele libere ale altor elemente chimice.

Unele din aceste brațe — cîte unul, două, sau chiar trei se unesc cu alte brațe tot ale unor atomi de carbon.

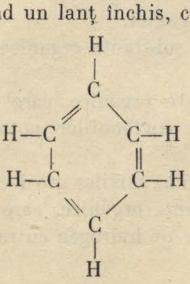
Dar celelalte brațe?

Se poate întîmpla ca celelalte valențe să fie completate cu atomi de hidrogen. Obținem în acest caz substanțe formate din carbon și hidrogen; acești compuși sînt hidrocarburile.

Hidrocarburile pot fi aciclice, ca de pildă propanul (un gaz):



sau ciclice, adică avînd un lanț închis, cum e benzenul:



Atît hidrocarburile ciclice, cît și cele aciclice pot fi saturate și nesaturate. Propanul e o hidrocarbură aciclică saturată. Benzenul e o hidrocarbură ciclică nesaturată. O hidrocarbură nesaturată cuprinde unul sau mai multe grupuri de cîte doi atomi de carbon legați între ei prin două sau trei valențe. Hidrocarburile ciclice nesaturate cu ciclul de șase atomi de carbon legați prin duble legături conjugate (ciclul benzenic) se numesc hidrocarburi aromatice.

Hidrocarburile pot fi solide, lichide și gazoase. În natură întîlnim adesea amestecuri din aceste hidrocarburi. Un exemplu clasic de substanță formată dintr-un amestec de hidrocarburi gazoase, lichide și solide este țițeiul (petrolul).

Multe substanțe organice conțin în moleculă, pe lîngă hidrogen și carbon, și oxigen.

Dintre acestea, iată cîteva:

Alcoolii sînt substanțe organice compuse din carbon, hidrogen și oxigen, în care în locul unuia sau mai mulți atomi de hidrogen s-a substituit grupul — OH (oxidril).

Fenolii sînt substanțe organice cu grupul — OH legat direct de carbonul unei hidrocarburi aromatice.

Aldehidele sînt substanțe organice, care conțin gruparea — CHO, legată de un radical organic.

Cetonele sînt substanțe organice, care conțin grupul C = O legat de doi radicali organici.

Acizii organici sînt substanțe organice, care conțin gruparea carboxil — COOH.

Esterii sînt substanțe organice, care rezultă prin acțiunea acizilor asupra alcoolilor sau fenolilor; pot fi asemănate cu sărurile din chimia anorganică.

Grăsimile sînt esteri ai acizilor grași cu glicerina (un alcool).

Aminele sînt substanțe organice, care derivă de la amoniac prin înlocuirea atomilor de hidrogen cu radicali aciclici sau aromatici.

Pe lîngă substanțele arătate mai sus, chimia organică cunoaște hidrații de carbon (glucidele) despre care vom vorbi ceva mai departe.

De asemenea, nu trebuie să uităm compușii cu azot, oxigen, sulf etc. care se întîlnesc în număr foarte mare în natură.

Firește că lista de mai sus nu epuizează nici pe departe diferitele feluri de substanțe organice.

SĂ FACEM CÎTEVA EXPERIENȚE

CÎTEVA HIDROCARBURI

Cum se prepară metanul. Una din bogățiile țării noastre este metanul. Adeseori, plimbîndu-te pe lîngă vreo baltă ai să zărești mici bășicuțe de gaz ridicîndu-se la suprafața apei. Aprinde un chibrit și ține-l acolo, deasupra apei: bășicuțele se vor aprinde pe loc. E vorba de gazul metan. Veți întreba: „Cum se face că metanul se găsește în bălți? Sau e poate numai o simplă întîmplare?"

Că nu e o simplă întîmplare, stă mărturie denumirea pe care i-o dădeau vechii chimiști metanului: „gazul bălților". Explicația este simplă: gazul metan rezultă din descompunerea materiei vegetale, lipsită de aer, ce se află sub nămolul mlaștinilor. De asemenea, metanul se află și în straturile de cărbuni, precum și în vecinătatea regiunilor petrolifere și în straturile de sare.

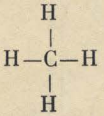
La ce folosește gazul metan? Întrebuințările sale au devenit în ultimul timp deosebit de numeroase. Desigur, metanul poate fi ars și, în acest fel, produce o mare cantitate de căldură. Captat din zăcămintele de unde iese sub presiune, el poate fi trimis la distanțe mari prin conducte, fiind folosit în diferite industrii sau pentru încălzit în orașe.

Prin arderea metanului se obține negrul de fum, folosit la fabricarea cernelurilor și în industria cauciucului. Oxidarea metanului prin acțiunea vaporilor de apă la temperaturi ridicate repre-

zintă un mijloc economic pentru obținerea hidrogenului necesar în industria chimică (sinteza amoniacului, solidificarea grăsimilor etc.).

Întrebuințări foarte importante ale metanului sînt cele pe care acesta le primește după ce a fost transformat în acetilenă.

Din punct de vedere chimic, metanul este cea mai simplă hidrocarbură. Formula sa este CH_4 sau, dezvoltat:



În laborator putem prepara foarte ușor metanul, din carbură de aluminiu (C_3Al_4) și acid clorhidric (HCl). Punem într-o eprubetă o linguriță de carbură de aluminiu. Peste ea turnăm tot o linguriță de acid clorhidric. Încălzim ușor eprubeta la o lampă cu spirt. Vom observa că lichidul începe să fiarbă și că din el se desprind bășicuțe de gaz.

Acest gaz este metanul. Iată cum a luat el naștere:

$$C_3Al_4 + 12\ HCl = 3CH_4 + 4AlCl_3$$

E ușor de dovedit că e vorba de metan. Apropiem de gura eprubetei o flacără. Metanul se aprinde cu o flacără luminoasă. Flacăra e de obicei incoloră, însă, în cazul de față, ea va fi colorată ușor în galben, din cauza sodiului aflat în sticla eprubetei.

Există și alte metode pentru a obține metanul în laborator, de pildă din hidroxid de sodiu (NaOH) și acetat de sodiu $CH_3 - COONa$).

Punem într-o eprubetă un amestec format din 2 g hidroxid de sodiu și 4 g acetat de sodiu (anhidru), ambele sub formă solidă. Apoi, astupăm eprubeta cu un dop străbătut de un tub de culegere.

Prin încălzire se degajă metan, care poate fi prins sub apă (fig. 75).

Din amestecul pus în eprubetă va lua naştere aproximativ un litru de gaz metan, datorită reacţiei:

$$NaCOOCH_3 + NaOH = Na_2CO_3 + CH_4$$

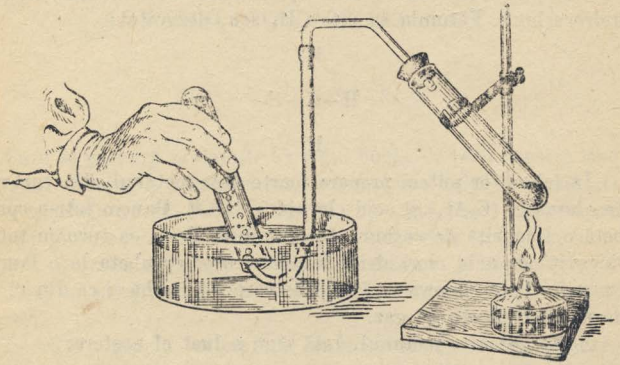


Fig. 75. Iată o instalaţie simplă cu ajutorul căreia puteţi prepara gazul metan.

Trebuie să fim atenţi cînd lucrăm cu metanul şi mai ales nu trebuie să-l aprindem în amestec cu aerul. Un amestec de metan cu de două ori atîta oxigen, dacă e aprins, arde cu o explozie puternică. Acest amestec de metan cu oxigen este numit în minele de cărbuni „grizu".

Etilena. O hidrocarbură ce se întîlneşte în gazele de cocserie şi în gazele de cracare a ţiţeiului este etilena. Formula acestei hidrocarburi este C_2H_4 sau $CH_2 = CH_2$, fapt care ne arată că avem de-a face cu o hidrocarbură nesaturată.

Putem oare prepara etilenă în laborator? Desigur. Pentru aceasta avem nevoie de alcool etilic şi de acid sulfuric concentrat.

Încălzind un amestec de alcool etilic și acid sulfuric, ia naștere întîi sulfatul acid de etil, care prin încălzire se descompune în etilenă și acid sulfuric. Schematic, cele de mai sus se pot prezenta astfel:

$$C_2H_5OH + H_2SO_4 = H_2SO_4 + H_2O + C_2H_4$$

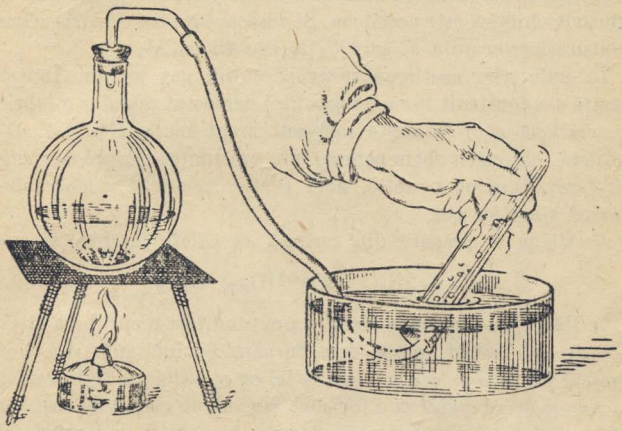


Fig. 76. În felul acesta se prepară etilena.

În realitate, pe lîngă reacția principală ce dă naștere etilenei, se mai formează și alte produse secundare (eter, de pildă).

Puneți într-un mic balonaș 5 cm^3 de alcool etilic și turnați apoi încet, amestecînd mereu, 15 cm^3 de acid sulfuric concentrat. Observați că balonul începe să se încălzească. Introduceți în balon cîteva bucățele de piatră ponce curată, pentru ca încă zirea lichidului să se facă uniform. Astupați balonul cu un dop străbătut de un tub de culegere prevăzut cu o prelungire de cauciuc. Fixați balonul într-un stativ și încălziți-l la o flacără: se degajă etilena, care poate fi prinsă sub apă (fig. 76).

Introducînd tubul de culegere într-un pahar cu o soluție violetă de permanganat de potasiu, acesta se decolorează, iar pe fundul paharului se depune un praf negru de bioxid de magan. Decolorarea soluției e rezultatul reacției dintre etilenă și permanganat de potasiu, care este un puternic oxidant.

Acetilena. O hidrocarbură cu o importanță foarte mare pentru industria chimică este acetilena. Și aceasta este tot o hidrocarbură nesaturată; formula ei este C_2H_2 sau $CH{\equiv}CH$.

În industrie, acetilena se prepară din gaz metan. În țara noastră s-a construit în anii regimului democrat-popular o fabrică de acetilenă care folosește metanul drept materie primă. Din acetilenă, chimiștii obțin nenumărate substanțe: clorură de metil, cloroform, cauciuc sintetic, acid acetic, acetonă, alcool etilic, benzină sintetică etc.

Acetilena se prepară din carbură de calciu (carbid) și apă:

$$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

În laborator preparăm acetilena punînd într-o eprubetă cîteva bucățele de carbid, peste care turnăm puțină apă. Acetilena degajată poate fi prinsă sub apă la fel ca și celelalte hidrocarburi pe care le-ați preparat mai înainte. Trecînd un curent de acetilenă printr-o soluție de permanganat de potasiu, soluția se decolorează, deoarece acetilena se oxidează pe seama oxigenului cuprins în permanganat.

Acetilena, datorită faptului că atomii ei de hidrogen sînt legați de doi atomi de carbon cu triplă legătură, poate forma combinații cu metalele, prin înlocuirea hidrogenului cu un atom de metal. Astfel, poate lua naștere, de pildă, acetilura de cupru. Aceasta se prezintă sub forma unui precipitat roșu-brun, care explodează în stare uscată.

Cum experiența aceasta este foarte ușoară și neprimejdioasă, cînd lucrăm cu cantități mici de substanțe, o vom descrie mai jos.

Într-un balon Erlenmayer (fig. 77-A) punem cîteva bucățele de carbid. Gura balonului o astupăm cu un dop prin care trecem o pîlnie de separație și un tub de sticlă îndoit de două ori în unghi drept, care intră în alt balon (B) umplut pe trei

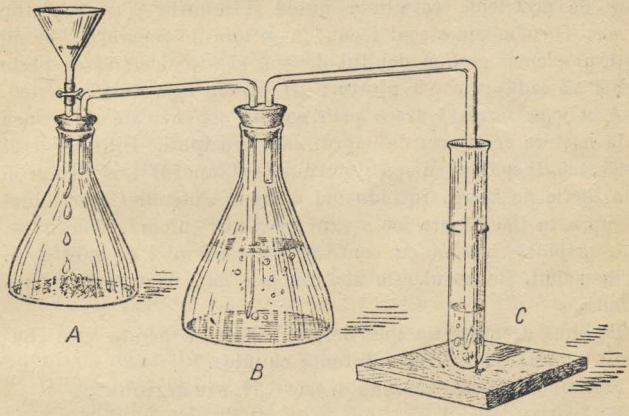


Fig. 77. O instalație pentru prepararea acetilenei.

sferturi cu apă. În lipsa unei pîlnii de separație, se poate ușor improviza una dintr-o pîlnie de sticlă, o bucată de tub de cauciuc, un tub de sticlă subțiat la un capăt și o clemă (aceasta poate fi un simplu cîrlig de rufe).

Al doilea balon (B) este legat de o eprubetă (C), tot cu ajutorul unui tub de sticlă, care pătrunde liber pînă în fundul ei, și care conține 2—3 cm^3 de soluție amoniacală de sare cuproasă. Aceasta se prepară în felul următor: se pune într-o eprubetă 1 g clorură cuprică, 2 cm^3 hidroxid de amoniu (amoniac) și 10 cm^3 apă; amestecul se agită puternic.

Acum instalația e gata. În balonul A se produce acetilena, în B are loc spălarea ei, iar în C se produce reacția ei cu soluția

amoniacală. Într-un vas amestecăm 10 cm^3 de apă cu 10 cm^3 de alcool denaturat.

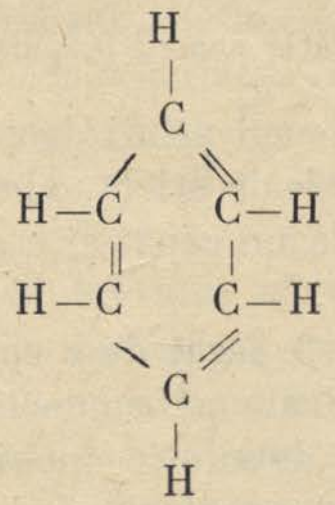
Acesta e un amestec moderativ, care are rolul de a economisi carbidul, pentru că altfel s-ar produce o cantitate prea mare de acetilenă, care n-ar putea fi folosită și s-ar pierde în aer. Turnăm amestecul făcut în pîlnia de separație, iar cu ajutorul clemei reglăm debitul de apă și alcool, astfel ca peste carbid să cadă cam 10 picături pe minut din acest amestec.

Acetilena formată trece prin soluția amoniacală de cupru și dă naștere acetilurei de cupru, care precipită. Filtrăm acest precipitat, îl spălăm cu apă și puțin alcool, apoi îl uscăm cu grijă pe o hîrtie de filtru. Introducînd o mică cantitate de acetilură de cupru în flacără are loc o explozie nepericuloasă. Vom avea, însă, grijă să lucrăm cu cantități cît mai mici de substanțe.

Benzenul. Benzenul este una din cele mai importante hidrocarburi.

Pe bună dreptate s-a spus despre benzen că acesta este „bunicul" a peste 10 000 de substanțe chimice.

Formula chimică a benzenului este C_6H_6 sau dezvoltat:



După cum se vede, benzenul este o hidrocarbură ciclică, nesaturată. El este reprezentantul principal al combinațiilor aromatice. Benzenul este un lichid incolor, mobil, cu miros caracteristic. Nu se amestecă cu apa, se aprinde ușor (vaporii săi sînt

mai grei decît aerul) și arde cu flacără luminoasă. Răcit, benzenul se solidifică într-o masă cristalină, albă, care se topește la 5,5°C.

Vom face acum cîteva experiențe ușoare și care nu necesită materiale greu de procurat.

Vom începe cu nitrobenzenul.

Benzenul poate fi transformat sub acțiunea nitrantă a acidului azotic în nitrobenzen sau dinitrobenzen — după cum agentul nitrant este mai slab sau mai puternic.

Preparați într-o eprubetă sau într-un balon mic un amestec nitrant compus din 3 cm^3 acid azotic și 4 cm^3 acid sulfuric. Răciți vasul în apă rece, deoarece prin amestecarea acizilor el se încălzește, apoi adăugați picătură cu picătură, agitînd continuu și răcind din cînd în cînd, 2 cm^3 de benzen. După 5 minute turnați conținutul vasului într-un cristalizor cu apă: nitrobenzenul se separă la fund sub forma unui ulei greu, galben. Mirosul său amintește mirosul esenței de migdale.

Dinitrobenzenul se deosebește de nitrobenzen (din punct de vedere chimic) prin existența a două grupe nitro (NO_2) legate de nucleul benzenic.

Prepararea dinitrobenzenului este asemănătoare cu a nitrobenzenului.

Astfel, pentru prepararea dinitrobenzenului se face un amestec nitrant de acid azotic și sulfuric, ca și în experiența precedentă și se adaugă apoi 2 cm^3 de nitrobenzen. Se încălzește la fierbere pe baia de apă. După 15 minute de fierbere se varsă amestecul într-un vas cu apă rece. Dinitrobenzenul se separă la fundul vasului sub forma unor frumoase cristale, colorate galben din cauza impurităților.

Reacțiile chimice care au loc sînt următoarele:

$$C_6H_6 + HNO_3 = C_6H_5 - NO_2 + H_2O$$

$$C_6H_5 - NO_2 + HNO_3 = C_6H_5 - (NO_2)_2 + H_2O$$

Pentru chimiști, cuvîntul „alcool" indică o mare familie de compuși organici. Sînt cunoscute pînă acum sute de „alcooli", alte cîteva mii mai sînt încă posibili, cel puțin teoretic. Metanolul, etanolul, glicerina, iată cîțiva alcooli mai obișnuiți. Terminația ol, a unui substantiv, în chimie, însemnează de obicei că este vorba de un alcool.

Cînd un chimist aude vorbindu-se despre un alcool, știe că este vorba de o substanță organică, care cuprinde un grup caracteristic: — OH, numit oxidril. Fie că oxidrilul este legat de un lanț mai lung sau mai scurt de atomi de carbon, produsul obținut se numește tot alcool.

Dintre toți alcoolii cunoscuți, cel mai utilizat este, firește, alcoolul etilic, care din această cauză a fost denumit „alcool ordinar".

Să-l cercetăm.

Cîteva experiențe cu alcoolul etilic. Familia alcoolilor cuprinde, după cum am văzut, foarte numeroase rubedenii.

Alcoolul etilic este fără îndoială cel mai cunoscut membru al acestei familii. Sub forma de băuturi și de doctorii făcute din fructe fermentate, el se întîlnește încă din cele mai vechi timpuri.

De la început trebuie să facem deosebirea între alcoolul etilic și alcoolul industrial. Acesta din urmă este alcool etilic denaturat — alcool care nu mai poate fi întrebuințat pentru băuturi, din cauză că i s-au adăugat substanțe otrăvitoare sau cu miros sau gust neplăcut. Acest alcool denaturat are întrebuințări industriale.

Ca toate alcoolurile, alcoolul etilic (C_2H_5OH) este o substanță formată din carbon și hidrogen la care se adaugă un grup oxidril. Luați gazul metan (C_2H_6), furați-i un atom de hidrogen, puneți în locul său grupul — OH și... iată că ați fabricat C_2H_5OH, adică alcoolul etilic!

Pe hîrtie, această „preparare" pare simplă, dar în practică lucrurile sînt cu mult mai complicate. Pînă acum, chimiștii au întrebuințat doar metode ocolite pentru a realiza această transformare. Procedeul fermentației, care a împlinit poate cîteva milenii de existență, este și astăzi metoda cea mai întrebuințată.

Cum se procedează? Se adaugă drojdie de bere la o soluție diluată a unui „zahăr" simplu (de exemplu glucoză); drojdia produce o enzimă și aceasta lucrează ca un catalizator transformînd zahărul în alcool și bioxid de carbon.

Acest procedeu important poate fi ușor demonstrat în laboratorul nostru de acasă pe scară mică. Siropul de cereale (glucoză $C_6H_{12}O_6$) se poate obține ușor; procurați-vă niște glucoză și dizolvați-o în apă, obținînd o pastă groasă. Turnați 25 cm^3 din siropul gros în 250 de cm^3 de apă, într-un flacon sau într-un balon Erlenmayer. Adăugați apoi la aceasta puțină drojdie, pe care o amestecați mai întîi cu cîteva picături de apă, transformînd-o într-o pastă. Astupați flaconul cu un dop de cauciuc cu o singură gaură, prin care introduceți un tub de sticlă; capătul celălalt al tubului îl introduceți pînă în fundul unei mici sticluțe sau al unui cilindru de sticlă. Turnați în acest cilindru puțină apă de var și astupați-l cu un dop cu două găuri. Printr-una din găuri pătrunde tubul de sticlă; cealaltă se lasă deschisă pentru a permite ieșirea gazului.

Lăsați acest aparat să stea la un loc cald vreo două sau trei zile. După primele 24 de ore, fermentația va începe cu putere; la suprafața lichidului va apare spumă și în apa de var se vor vedea mici bășicuțe. Faptul că apa de var a devenit alb-lăptoasă ne indică că în cursul fermentației s-a născut gazul bioxid de carbon. Reacția chimică este următoarea:

$$C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

Fermentația nu poate totuși să crească la infinit procentul de alcool. Cînd alcoolul ajunge la o concentrație de 12—16%, fermentația din întregul lichid se oprește. Concentrarea sa se

obține mai departe prin distilare; cum alcoolul fierbe la 78°C, iar apa la 100°C, primii vapori obținuți sînt foarte bogați în alcool. Distilarea în casă a alcoolului pe scară mare este primejdioasă și pedepsită de lege și orice încercare în această direcție

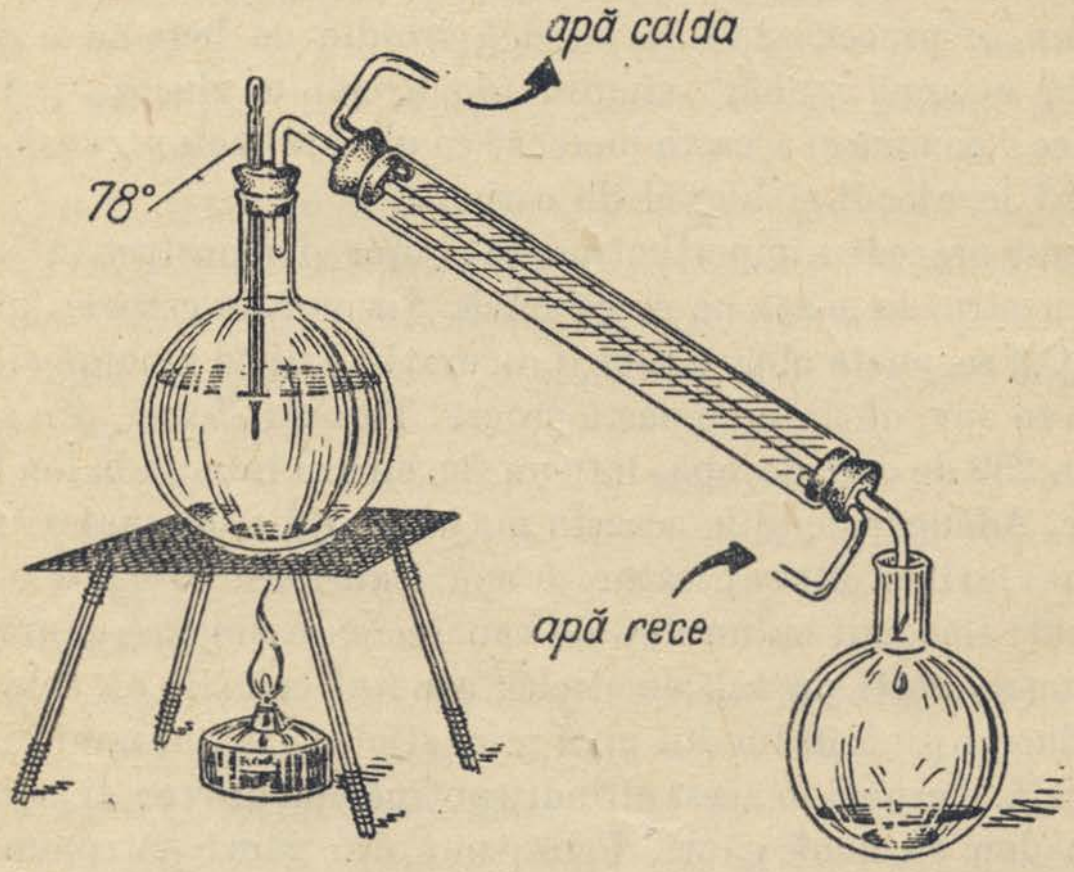


Fig. 78. Aparat în care se poate distila alcoolul etilic.

trebuie împiedicată. Cu toate acestea, distilarea pe scară mică oferă un exercițiu foarte util pentru lucrările mai complicate de laborator și poate fi făcută în scop experimental.

Aranjați aparatura așa cum se vede în figura 78. Prin orificiul dopului ce astupă balonul de distilat introduceți un termometru (dacă aveți) și capătul refrigerentului. Refrigerentul (condensatorul de vapori) poate fi construit din două tuburi de sticlă: unul cu diametrul de 2,5 cm și lungimea de 25 cm, iar celălalt ceva mai lung și cu diametrul de 0,5 cm. Introduceți tubul subțire prin orificiile din dopurile puse la capetele tubului larg, apoi

faceți un orificiu în plus în fiecare dop și în fiecare puneți un tubuleț pentru apă. Apa trebuie să circule prin refrigerent de jos în sus, pentru că apa caldă fiind mai ușoară se ridică în sus.

Puneți 125 cm^3 din soluția fermentată în balon. Adăugați cîteva fărîmițe de marmură, pentru a împiedica fierberea violentă, și puneți o sită cu azbest sub balon. În cursul distilării alcoolului sau a altor substanțe inflamabile trebuie întotdeauna să vă asigurați că dopul balonului și toate legăturile dintre flacon și refrigerent sînt bine strînse și nu lasă să scape nimic. Într-un balon atașat la capătul inferior al refrigerentului se va strînge lichidul distilat.

Dați acum drumul la apă prin refrigerent și aprindeți o lampă de spirt sub balonul cu lichidul de distilat. Priviți cu grijă termometrul. Vaporii încep să se ridice și să se condenseze în clipa cînd termometrul va arăta probabil ceva mai mult ca 78°C. Acești vapori sînt alcătuiți în cea mai mare parte din alcool.

Termometrul este necesar pentru cunoașterea temperaturii vaporilor, dar nu e indispensabil.

Pentru a dovedi că produsul obținut este alcoolul etilic, aveți la dispoziție mai multe experiențe.

Preparați o soluție de iod dizolvînd 2 g de cristale de iod și 6 g de iodură de potasiu în 100 cm^3 de apă. Adăugați 5 cm^3 din această soluție la 5 cm^3 din distilat și apoi picați dintr-o soluție de hidroxid de potasiu pînă cînd culoarea brună dispare. Încălziți puțin și lăsați totul liniștit cîteva minute. Se formează un precipitat fin, galben, cu miros înțepător. Acesta este iodoformul (CHI_3). Deși acetona și un număr de alte substanțe pot fi transformate în iodoform prin acest procedeu, în acest caz particular, cînd nu este nici o posibilitate ca aceste substanțe să fie prezente — precipitatul, și mai ales mirosul dovedesc prezența alcoolului etilic.

Altă probă, mai spectaculoasă, poate fi căpătată cu un reactiv format amestecînd 5 cm^3 de acid azotic concentrat cu 95 cm^3

de acid acetic glacial, și adăugînd o picătură dintr-o soluție de bicromat de potasiu (1 parte bicromat de potasiu dizolvat în 9 părți apă). Adăugați la această soluție cîteva picături din distilat și încălziți ușor. Dacă alcoolul etilic este prezent, soluția galbenă va deveni albastră.

Chiar cu ajutorul aparatelor de distilat cele mai bune, alcoolul 100% pur, sau „absolut", nu poate fi obținut direct. Cel mai pur alcool mai conține încă 4 sau 5% apă. Una din metodele pentru a înlătura această apă este de a amesteca alcoolul de 95% cu oxid de calciu și apoi a-l redistila. În felul acesta, apa se unește cu oxidul de calciu. Pentru experiență, puteți pur și simplu să amestecați alcool de 95% cu puțin var nestins (oxid de calciu). Astupați sticla sau balonul în care ați pus alcoolul și varul și lăsați-o liniștită cîteva zile. Lichidul limpede, care se găsește deasupra varului depus pe fund, este alcool aproape pur.

Sulfatul de cupru anhidru poate fi întrebuințat pentru a determina dacă a mai rămas apă în alcool. Încălziți cîteva cristale mici de sulfat de cupru (piatră vînătă) pînă devin albe, apoi agitați-le cu puțin alcool într-o eprubetă. După cîtva timp, sulfatul de cupru redevine albastru. Aceasta dovedește că alcoolul conține apă.

Dar alcoolul etilic ne dă posibilitatea să facem și alte experiențe interesante. Vom descrie acum cîteva experiențe simple.

Amestecăm într-o eprubetă 2 cm^3 alcool etilic cu 2 cm^3 acid sulfuric concentrat. Amestecul începe să se încălzească de la sine; pentru a grăbi reacția, vom încălzi ușor eprubeta la flacăra unei lămpi de spirt. Cînd amestecul începe să fiarbă mai turnăm în eprubetă 10—20 picături de alcool etilic. Imediat apare mirosul caracteristic al eterului. Am preparat eter etilic.

Amestecăm într-o eprubetă 4 cm^3 soluție de bicromat de potasiu, cu 2 cm^3 acid sulfuric diluat și 1 cm^3 alcool etilic. Încălzim eprubeta la o flacără mică; soluția își schimbă culoarea. Între timp apare un miros de mere verzi — caracteristic pentru

aldehida acetică. Aldehida acetică se obține în această reacție prin oxidarea alcoolului cu oxigenul eliberat de amestecul de bicromat de potasiu și acid sulfuric.

Alcoolul etilic poate fi transformat și în acid acetic. Experiența aceasta o vom face tot într-o eprubetă, în care amestecăm 0,5 g permanganat de potasiu, 3 cm^3 apă și 0,5 cm^3 alcool etilic. Încălzind ușor eprubeta simțim imediat mirosul înțepător de oțet. Apropiind de gura eprubetei o hîrtie albastră de turnesol, umezită în prealabil, aceasta se albăstrește — semn că din eprubetă ies vapori acizi.

Multe esențe artificiale și mirosuri de flori sînt esteri, adică substanțe rezultate din reacția unui alcool cu un acid organic. Acetatul de etil, un ester comun, poate fi preparat făcînd un amestec de 5 cm^3 acid acetic glacial cu 2 cm^3 acid sulfuric concentrat și 5 cm^3 alcool etilic. Încălziți eprubeta punînd-o într-un vas cu apă fierbinte, apoi lăsați-o deoparte. În cîteva minute, mirosul plăcut al acetatului de etil va deveni evident.

ALCOOLUL METILIC

Alcoolul metilic este una din cele mai puternice otrăvuri. Introdus în stomac, pătrunde în sînge și pornește astfel în circulația generală prin întregul nostru corp. Printre proprietățile speciale ale alcoolului metilic (CH_3OH) se găsește însă și una foarte neplăcută: se strecoară cu o deosebită ușurință printre celulele creierului unde se oxidează, transformîndu-se în aldehidă formică și acid formic. De aici, urmează moartea.

Doza ucigătoare este în general în jurul a 50—100 cm^3 de alcool metilic. Totuși, chiar dacă înghițim numai 5—10 cm^3 ne putem aștepta la otrăviri grele, ba chiar și la orbire. De aceea, experiențele cu alcoolul metilic trebuie executate cu cea mai mare grijă, ca de altfel toate experiențele.

Din cauza primejdiei foarte mari de otrăvire, este strict interzis să se întrebuinţeze în alimentaţie alcoolul metilic sau alcoolul obişnuit, denaturat cu alcool metilic.

În stare pură, alcoolul metilic este un lichid limpede ca apa şi mobil ca şi ea: mirosul său este neplăcut.

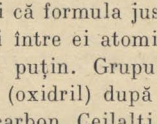
Alcoolul metilic se poate amesteca în orice proporţii cu apa sau alcoolul.

Alcoolul metilic poate fi analizat „elementar" în laboratoarele bine înzestrate. Chimiştii află astfel că el este alcătuit din 37,5% carbon (C), 12,5% hidrogen (H) şi 50% oxigen (O). Dacă împărţim, acum, aceste numere, prin greutatea atomică a fiecăruia din elementele respective, obţinem raportul:

$$C/H/O = 3{,}12/12{,}5/3{,}12$$

ceea ce, după cum se vede, este foarte asemănător cu 1/4/1. Potrivit acestor date, formula ar trebui să fie deci CH_4O sau un multiplu. Prin alte procedee, s-a stabilit că greutatea moleculară este de 32. Rezultă deci că formula justă este chiar aceasta.

Cum sînt însă legaţi între ei atomii care alcătuiesc alcoolul metilic? Să ne gîndim puţin. Grupul caracteristic alcoolului este, în general, —OH (oxidril) după cum ştim. Acest oxidril trebuie să fie legat de carbon. Ceilalţi trei atomi de carbon trebuie să fie de asemenea direct legaţi de carbon. Aşadar, singura formulă în spaţiu posibilă este:



Aerul care conţine de la 6 la 36% (cu aproximaţie) alcool metilic, devine exploziv.

Iată o experienţă simplă, care demonstrează acest lucru. Să turnăm doar cîteva picături de alcool metilic într-o sticlă. Aştep-

tăm să se evapore picăturile, astupăm apoi sticla, o învelim cu o cîrpă udă, apropiem de gura ei un chibrit aprins și o destupăm. Urmează o explozie puternică (nepericuloasă), însoțită de o detunătură. Rostul cîrpei ude, cu care înfășurăm sticla, este de a împiedica eventualele cioburi să ne zgîrie.

Cîteodată, această experiență nu reușește. Care poate fi explicația? Simplu: o cantitate fie prea mare, fie prea mică de alcool metilic. Se poate întîmpla, de pildă, ca vaporii ce s-au format în urma evaporării picăturilor de alcool să umple toată sticla și, în acest caz, să nu fie aer suficient pentru a da naștere exploziei.

Iată acum alte cîteva experiențe.

Amestecați într-o farfurioară sau într-o capsulă puțin acid boric cu alcool metilic, în așa fel, încît să obținem o pastă subțire. Să adăugăm la acest amestec 1—2 cm^3 acid sulfuric concentrat. După aceea, aprindem totul.

Va lua naștere o flacără verde, foarte frumoasă. Se știe că borul colorează flacăra în verde.

Amestecăm într-un balon următoarele substanțe: 10 cm^3 alcool metilic, 1 cm^3 acid sulfuric concentrat, 1 g acid boric.

Astupăm balonul cu un dop bine potrivit. Dopul va fi prevăzut cu o gaură prin care va trece un tub de sticlă, drept, lung de vreo 50 cm și subțiat la capătul de sus. Fixăm balonul într-un stativ și-l

Fig. 79. O flacără de o jumătate de metru.

încălzim la o flacără mică. Prin încălzire ia naștere un ester care iese prin tubul de sticlă.

Esterii sînt substanțe care se formează prin combinarea unui acid cu un alcool. În cazul de față este vorba de un ester metil-boric, adică format din acidul boric și alcoolul metilic.

După cîtva timp de la începutul încălzirii, esterul se va dezvolta în cantitate suficient de mare pentru a putea fi aprins, la capătul tubului de sticlă. Din cauza conținutului de bor, flacăra care se va forma va fi verde (fig. 79). După cum vom încălzi mai puternic sau mai slab substanțele din balon, flacăra aceasta va putea să se lungească sau să se scurteze. Uneori, flacăra poate deveni lungă pînă la o jumătate de metru!

Deasupra flăcării se adună un fum alb, alcătuit din acid boric.

FENOLUL

Să deschidem un manual de chimie la capitolul „fenoli". O să găsim o frază foarte cunoscută: „Se numesc fenoli substanțele organice care au cel puțin un oxidril (OH), legat de nucleul unei hidrocarburi aromatice..."

Iar printre fenoli, cel mai ușor de găsit este... fenolul.

Fenolul (cu care ne vom ocupa acum) e un corp solid, obținut prin distilarea gudronului de huilă, luîndu-se porțiunea ce distilă între 180°—220°C.

Ca aspect, fenolul e un corp alb-străveziu, cristalizat în formă de ace.

Să-l aprindem, într-o farfurioară mică: arde cu o flacără cu fum. Să atingem pielea: o va albi, în scurt timp, prin ardere.

Cu toate că e un corp destul de vătămător, există totuși cîteva experiențe care pot fi făcute cu interes și fără nici un pericol de către un chimist amator.

Experiența 1: Introducem într-o eprubetă curată cîteva cristale de fenol. Peste acesta vom turna hidroxid de sodiu

(sodă caustică, lichidul e obținut prin dizolvarea hidroxidului de sodiu în apă). Cantitatea: cîțiva centimetri cubi, sau, ca să ne folosim de mijloace mai simple de măsurătoare... cam două degete. Fenolul se va dizolva cu ușurință în soda caustică. Adăugăm, apoi, acid clorhidric diluat în apă, pînă cînd soluția din eprubetă — din bazică, așa cum era — devine acidă. Apar pete uleioase de fenol și mirosul lui atît de caracteristic.

Experiența 2 nu e decît o variantă a celei dintîi: are însă calitatea de a fi ceva mai spectaculoasă. Într-o eprubetă curată punem cîteva cristale incolore de fenol. Turnăm apoi apă, nu prea multă: vom vedea că o parte din fenol se dizolvă, pe cînd o alta rămîne nedizolvată, fiind în exces: ea va rămîne la fundul eprubetei. Facem, într-o altă eprubetă, o soluție de hidroxid de sodiu, pe care o vărsăm peste soluția din prima eprubetă; amestecînd vom observa că tot fenolul se dizolvă. Turnăm, în sfîrșit, acid clorhidric diluat, pînă la acidularea soluției: apar petele de fenol. În același fel este extras fenolul din uleiul carbolic; anume, uleiul se tratează cu NaOH în care se dizolvă fenolul, separîndu-se de naftalină. Din fenolatul de sodiu, fenolul se scoate, apoi, cu ajutorul acidului.

Explicația este simplă: fenolul, prin combinație cu hidroxidul de sodiu, dă fenolat de sodiu, care este foarte ușor solubil în apă. Iată procesul, în linii largi:

$$C_6H_5OH + NaOH = C_6H_5ONa + H_2O$$

$$C_6H_5ONa + HCl = C_6H_5OH + NaCl$$

C_6H_5OH este tocmai fenolul; NaOH nu este altul decît hidroxidul de sodiu (soda caustică), iar C_6H_5ONa este fenolatul de sodiu, format prin combinarea primelor două.

Experiența 3: Bromul dă cu fenolul un produs care se numește tribromfenol. E un corp alb, solid și-l putem obține în laborator în felul următor: luăm o eprubetă, în care turnăm, cu băgare

de seamă, cîțiva centimetri cubi de apă de brom. În ea, turnăm o picătură sau două de soluție de fenol în apă; se precipită un corp alb, care — nu mai e nevoie s-o spunem — este tocmai tribromfenolul.

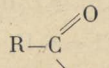
Experiența 4 începe, ca și celelalte, prin luarea unei eprubete curate din raftul în care sînt așezate aceste folositoare unelte ale chimistului amator și introducerea în interiorul ei a cîtorva cristale incolore de fenol. Peste aceste cristale se toarnă o cantitate oarecare de apă. Se scutură bine de tot eprubeta, apoi soluția apoasă pe care o conține se decantează trecîndu-se într-o altă eprubetă. Într-o a treia eprubetă facem în sfîrșit o soluție de clorură ferică ($FeCl_3$), pe care o vărsăm peste prima soluție.

Rezultatul: apariția neașteptată a unei colorații violete.

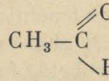
Explicația: toți fenolii dau cu clorura ferică ($FeCl_3$) diferite colorații. Cu alți fenoli, culorile se schimbă în verde, albastru sau chiar negru.

ALDEHIDE ȘI CETONE

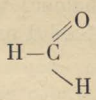
Printre produsele organice întîlnim două categorii de substanțe foarte importante. E vorba de aldehide și cetone. Atît aldehidele cît și cetonele sînt caracterizate prin prezența grupei carbonil (= C = O) în molecula lor. În molecula de aldehidă, această grupă este legată de un radical și de un hidrogen, ca de pildă:



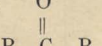
Aldehida acetică a cărei formulă brută este C_2H_4O se reprezintă în felul următor:



De la această regulă face excepție însă aldehida formică, a cărei grupă carbonil e legată de doi atomi de hidrogen:



În molecula de cetonă, grupa carbonil e legată în schimb de alți doi atomi de carbon (de pildă doi radicali):



Cea mai cunoscută cetonă este dimetil-cetona sau acetona, a cărei formulă chimică este următoarea:

Dar, să începem cu experiențele.

Aldehida acetică. O aldehidă foarte cunoscută este aldehida acetică. Aceasta se obține prin oxidarea alcoolului etilic.

Amestecăm într-o eprubetă 1 cm^3 soluție de bicromat de potasiu cu 0,5 cm^3 acid sulfuric diluat și 0,5 cm^3 alcool etilic. Încălzind ușor eprubeta la o lampă de spirt, simțim imediat un miros de mere verzi: e aldehida acetică, care a luat naștere prin oxidarea alcoolului etilic:

Aldehida acetică este un lichid cu miros caracteristic, care fierbe la 21°C.

Aldehida acetică poate fi preparată în cantitate mai mare, folosind următorul procedeu:

Într-un mic balon se introduce 2,5 g bicromat de potasiu, 10 cm^3 acid sulfuric și 10 cm^3 alcool etilic. Se astupă balonul cu

un dop prin care trece un tub de evacuare (fig. 80). Se agită balonul și se încălzește încet. În timpul acesta se observă o schimbare a culorii soluției. Fixăm balonul într-un stativ și introducem tubul de evacuare pînă la fundul unei eprubete în care am pus 10 cm³ apă rece. În lipsa unui stativ putem așeza balonul într-un pahar pe fundul căruia am pus două bucățele de tub de sticlă, astfel ca balonul să nu stea direct pe sticla paharului. Turnăm apoi apă în pahar. Încălzim după aceea cu atenție balonul prins în stativ sau paharul în care am pus balonul. După cîteva minute de încălzire, volumul lichidului din eprubeta de colectare crește aproape de două ori. Atunci se întrerupe încălzirea și se desface aparatura.

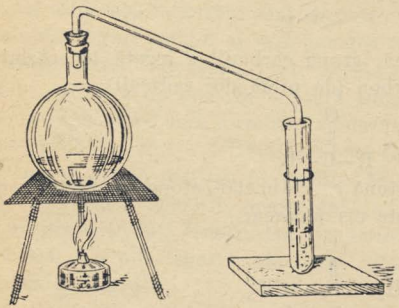


Fig. 80. Prepararea aldehidei acetice.

Lichidul distilat are un miros pătrunzător de mere verzi — e aldehida acetică.

Cum dovedim că substanța obținută este aldehida acetică? Într-o eprubetă punem 1 cm³ din soluția de cercetat, 0,5 cm soluție de hidroxid de sodiu și apoi, în picături, soluție de sulfat de cupru, pînă la formarea unui precipitat. Se încălzește amestecul pînă la fierbere; atunci se formează un precipitat roșu.

Ce s-a întîmplat?

Sulfatul de cupru împreună cu hidroxidul de sodiu a format un precipitat albastru de hidroxid cupric. Aldehida acetică încălzită în soluția alcalină reduce combinațiile cuprice în oxid cupros care precipită.

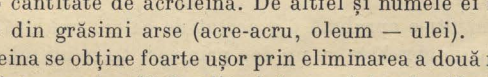
Cu soluția de aldehidă acetică obținută vom putea prepara o masă plastică.

Într-o eprubetă punem 5 cm^3 soluție de aldehidă acetică și 2,5 cm^3 hidroxid de sodiu (soluția apoasă 5—10%). Se încălzește ușor amestecul pînă la fierbere. La început, amestecul capătă un miros pătrunzător și se colorează în galben, apoi în brun, separîndu-se un precipitat de rășină aldehidică — o masă plastică.

Ce s-a întîmplat? Sub influența mediului alcalin, aldehida acetică se condensează dînd aldehidă crotonică cu miros pătrunzător și rășină aldehidică.

Acroleina. O aldehidă pe care o întîlnim foarte des este acroleina — cea mai simplă aldehidă nesaturată. Am spus că o întîlnim foarte des, deși unora ar putea să li se pară destul de curios, totuși, așa este. Acroleina se formează ori de cîte ori se ard grăsimile. De pildă, orice friptură de porc bine rumenită, conține o cantitate de acroleină. De altfel și numele ei spune că se obține din grăsimi arse (acre-acru, oleum — ulei).

Acroleina se obține foarte ușor prin eliminarea a două molecule de apă dintr-o moleculă de glicerină, cu ajutorul sulfatului acid de potasiu sau de sodiu (dehidratant), conform ecuației:

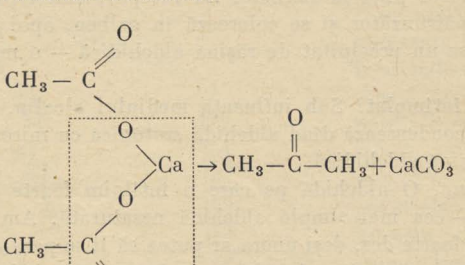


Punem într-o eprubetă perfect uscată cîteva picături de glicerină și 1 g sulfat acid de sodiu sau de potasiu și încălzim cu atenție. După cîteva momente constatăm apariția acroleinei, datorită mirosului său înecăcios.

Acetona. Am spus că cea mai cunoscută cetonă este acetona (C_3H_6O). Aceasta este un lichid inflamabil, cu miros caracteristic

care fierbe la 56°C. Este un foarte bun dizolvant; de aceea e folosită în industria lacurilor și vopselelor.

În laborator putem prepara foarte ușor acetona încălzind acetatul de calciu anhidru. Acesta se descompune dînd naștere la acetonă și carbonat de calciu:



Punem într-o eprubetă 6 g acetat de calciu anhidru fărîmat, apoi astupăm eprubeta cu un dop prin care trece un tub de sticlă îndoit.

Fixăm eprubeta într-un stativ, iar tubul de sticlă îl introducem într-altă eprubetă în care se găsesc 2 cm^3 apă rece. Încălzim eprubeta cu acetatul de calciu — la început încet, pe urmă din ce în ce mai puternic. Sarea începe să se carbonizeze, iar în eprubeta de colectare începe să se adune acetona. Cînd volumul din această eprubetă a crescut la dublu oprim încălzirea. Lichidul colectat în eprubetă conține apă și acetonă.

Cum putem constata că în această eprubetă avem, pe lîngă apă, și acetonă? Foarte simplu: facem reacția iodoformului. Astfel, luăm într-o eprubetă cam o jumătate de centimetru cub din lichidul distilat și îl amestecăm cu încă pe atîta apă. Adăugăm apoi 1 cm^3 soluție de iod în apă, cîteva picături de soluție de hidroxid de sodiu, pînă la dispariția culorii. Prin agitarea epru-

betei se formează, la rece, un precipitat galben de iodoform, cu miros caracteristic.

În cazul cînd nu avem acetat de calciu vom căuta să-l preparăm singuri. Pentru aceasta avem nevoie de acid acetic (esență de oțet) și de carbonat de calciu (cretă sau marmură în praf).

Punem într-un balon 15 cm^3 acid acetic și 10 cm^3 apă, apoi introducem în balon, puțin cîte puțin, praf de carbonat de calciu, pînă nu se mai produce nici o fierbere. În felul acesta am neutralizat acidul. Dacă am prinde gazul ce se degajă, am constata că este mai greu decît aerul, că stinge o lumînare aprinsă și că tulbură apa de var. Deci, avem de-a face cu bioxidul de carbon. Lichidul obținut îl concentrăm prin fierbere pînă capătă consistența unui sirop, apoi îl încălzim într-un creuzet pînă ce se elimină toată apa. Vom avea grijă să nu încălzim prea tare, pentru a nu descompune acetatul. Substanța uscată se păstrează într-un borcan astupat, ferit de umezeală.

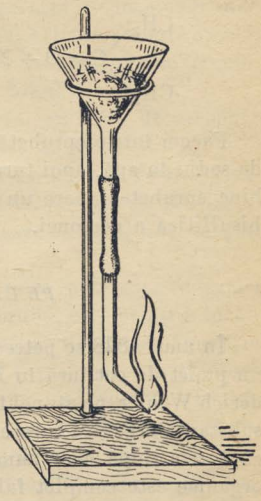
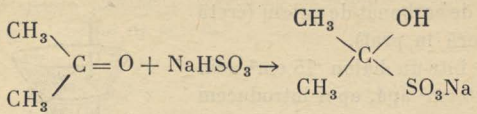


Fig. 81. Vaporii de acetonă sînt mai grei decît aerul.

Este interesant de observat că vaporii de acetonă sînt mai grei decît aerul. Lucrul acesta poate fi ilustrat printr-o experiență simplă. Înmuiați puțină vată în acetonă și așezați-o într-o pîlnie de sticlă fixată într-un stativ. Tubul pîlniei, așa cum se vede și în figura 81, este legat printr-un tub de cauciuc cu un alt tub de sticlă, îndoit în unghi drept și subțiat. Apropiind un chibrit aprins de capătul tubului îndoit, vaporii de acetonă, care au coborît prin pîlnie, se vor aprinde.

Acetona (aldehidele și unele cetone în general) reacționează cu bisulfitul de sodiu, dînd naștere la combinații bisulfitice. Acestea sînt niște substanțe cristalizate, care se descompun ușor la încălzire, sau la tratare cu acizi diluați sau baze.



Facem într-o eprubetă o soluție foarte concentrată de bisulfit de sodiu în apă, apoi turnăm peste ea puțină acetonă. Scuturînd bine eprubeta, apare un precipitat alb, format din combinația bisulfitică a acetonei.

PE URMELE LUI WÖHLER

În anul 1828 se petrecu un eveniment care avea să însemne un punct de cotitură în istoria chimiei. Chimistul german Friederich Wöhler, pe atunci în vîrstă de 28 de ani, sintetizează prima substanță organică: ureea ($CO(NH_2)_2$). În felul acesta se dovedea că teoria după care numai organismele vii pot crea substanțe organice este complet falsă.

Wöhler a sintetizat această substanță plecînd de la o soluție de cianat de amoniu pe care a încălzit-o. Reacția chimică care se produce în timpul încălzirii este următoarea:

$$NH_4OCN \rightarrow CO(NH_2)_2$$

Deoarece sîntem „pe urmele" lui Wöhler, vom proceda la fel. Astfel, punem într-un creuzet 10 g cianat de amoniu, pe care-l dizolvăm în puțină apă, apoi îl încălzim pînă la evaporarea completă a apei. Reziduul uscat se dizolvă în cît mai puțin alcool fierbinte. După răcire, ureea cristalizează sub forma unor prisme plane.

Dar ce facem dacă n-avem cianat de amoniu? Foarte simplu: preparăm întîi cianatul de amoniu, apoi ureea.

Ne procurăm 20 g ferocianură de potasiu pe care o pulverizăm şi o încălzim cu atenţie pe o placă de fier, amestecînd-o din cînd în cînd, pentru a o deshidrata. Operaţia o continuăm pînă ce obţinem o pulbere alb-gălbuie. Trebuie să fim însă foarte atenţi, căci o încălzire prea puternică produce descompunerea ferocianurei de potasiu, care capătă o culoare brună.

Sarea astfel deshidratată o amestecăm cu 7,5 g de carbonat de potasiu calcinat (adică lipsit complet de apă).

Se introduce apoi acest amestec într-un creuzet de fier încăpător şi după ce se acoperă cu o placă tot de fier se încălzeşte la o flacără puternică (de exemplu se aşază în jarul unei maşini de gătit).

Amestecul se va topi dînd loc unei puternice degajări de gaze şi producînd o masă de culoare brună, care printr-o încălzire ulterioară devine din nou clară puţin cîte puţin. Operaţia poate fi considerată ca terminată cînd o picătură din topitură luată pe vîrful unei baghete de sticlă nu mai este nici brună, nici galbenă, ci limpede şi incoloră ca apa. Picătura prin răcire trebuie să dea deasemenea o masă incoloră.

Luăm atunci creuzetul de pe foc, îl putem lăsa chiar să se mai răcească puţin (nu însă pînă la solidificare) şi-i adăugăm 40 g minium de plumb. Miniul se adaugă puţin cîte puţin pentru a se evita o degajare prea mare şi prea bruscă de gaze. Se poate observa acum cum miniul este imediat redus în plumb metalic. După adăugarea întregii cantităţi de miniu, se mai încălzeşte topitura pentru a-i asigura fluiditatea şi se varsă pe o farfurie (sau pe o tablă de fier curată) lăsîndu-se să se răcească. Masa solidă se fărîmiţează bine într-un mojar şi o dizolvăm apoi în circa 60 cm^3 de apă fierbinte. După completa dizolvare, soluţia se filtrează pentru a îndepărta rezidiile negre, de plumb. Am preparat astfel o soluţie de cianat de potasiu prin descompunerea

ferocianurii de potasiu și mai apoi prin oxidarea produsului cu ajutorul miniului.

Adăugînd cianatului de potasiu o soluție de sulfat de amoniu, vom obține — prin dublă descompunere — cianat de amoniu și sulfat de potasiu.

$$2\ KOCN + (NH_4)_2\,SO_4 = 2NH_4OCN + K_2SO_4$$

Pentru aceasta vom adăuga vreo 20 grame de sulfat de amoniu dizolvat în cît mai puțină apă fierbinte. Amestecăm bine ambele lichide și încălzim amestecul pînă la fierbere.

Deoarece separarea sulfatului de potasiu este foarte dificilă, vom încălzi totul de-a dreptul și vom avea ca produși finali uree și sulfat de potasiu.

Evaporăm, ca să concentrăm soluția, încălzind-o pe baia de apă. Sulfatul de potasiu mai puțin solubil va începe să se depună parțial și îl îndepărtăm prin filtrare. Continuăm încălzirea „pînă la sec", iar rezidiul rămas se pulverizează și se „epuizează" cu alcool. Adică se pune soluția filtrată într-un balon la care se montează un refrigerent și se distilă alcoolul, încălzind balonul pe baia de apă. După distilarea a $^3/_4$ din volumul total al alcoolului, demontăm aparatul și lăsăm soluția să se răcească. Pe măsură ce soluția se răcește vor apare cristalele de uree pură.

Am realizat, în felul acesta, istorica sinteză făcută de Wöhler în anul 1828.

Ureea este utilizată foarte mult drept îngrășămînt. De aceea este sintetizată pe scară industrială, pornindu-se de la amoniac și bioxid de carbon. Gazele acestea sînt încălzite sub presiune și ia naștere ureea:

$$CO_2 + 2NH_3 = CO(NH_2)_2 + H_2O$$

Cu ureea preparată sau cu ureea procurată din comerț, putem face o serie de experiențe. Întîi vom începe cu recunoașterea ureii.

Dacă încălzim ureea peste punctul său de topire (133°C), ea pune în libertate amoniac și trece în „biuret", substanță care se

topește la 190°C și dă cu sulfatul de cupru o culoarea roșie-violetă, caracteristică.

$$NH_2 - CO - \boxed{NH_2 + H} - NH - CO - NH_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow NH_2 - CO - NH - CONH_2 + NH_3$$

Iată cum procedăm:

Topim într-o eprubetă uscată puțină uree și continuăm s-o încălzim pînă ce observăm o degajare de amoniac. După puțin timp masa se solidifică din nou (biuretul se topește la 190°C). Dizolvăm produsul în apă și îi adăugăm cîteva picături dintr-o soluție amoniacală de sulfat de cupru: apare o colorație caracteristică roșu-violetă (reacția biuretului).

Ureea, fiind o amidă, formează săruri cu acizi organici sau anorganici. Dar, lucru interesant, formează săruri numai cu un echivalent de acid, adică intră în reacție numai o singură grupă amino. Cu acidul azotic, ureea dă un precipitat greu solubil în apă, de azotat de uree:

$$O{=}C\begin{matrix}\diagup NH_2 \\ \diagdown NH_2\end{matrix} + HNO_4 \rightarrow O = C\begin{matrix}\diagup NH_2 \\ \diagdown NH_2 \cdot HNO_3\end{matrix}$$

Faceți în două eprubete cîte o soluție de uree, dizolvînd cîte un gram de uree în cîte 5 cm^3 de apă.

În prima eprubetă adăugați un volum egal de acid azotic concentrat. În locul de contact al celor două lichide se formează un inel alb, format din cristale de azotat de uree. Agitînd și răcind eprubeta se separă la fundul ei un precipitat cristalin de azotat de uree.

În cea de a doua eprubetă adăugați un volum egal dintr-o soluție de acid oxalic (0,5 g în 5 cm^3 apă): se separă imediat un precipitat cristalin de oxalat de uree.

Epoca coloranților organici de sinteză începe din anul 1856, cînd tînărul chimist englez W. Perkin, în vîrstă de 18 ani, prepară prima materie colorantă sintetică — moveina — prin oxidarea unei aniline impure. După această dată, descoperirile de noi substanțe organice colorante se țin lanț.

Printre substanțele importante folosite la prepararea coloranților sintetici se numără și anilina. Aceasta a fost preparată întîi de chimistul Unverdorben în anul 1826, prin distilarea indigoului și primi numele de „cristalin". În 1834 chimistul Runge obține din gudronul de huilă o substanță căreia îi dă numele de „cianol". După șase ani I.F. Fritsche, membru al Academiei de Științe din Petersburg, extrage din indigo o substanță pe care o numește „anilină". Doi ani mai tîrziu, în anul 1842, chimistul rus N.N. Zinin obține din nitrobenzen, prin reducere cu sulfură de amoniu, o substanță pe care o numește „benzidă". Nimeni nu știa încă că „benzida", „anilina", „cianolul" și „cristalinul" e una și aceeași substanță. Lucrul acesta îl anunță lumii chimistul Fritsche, care spune: „Benzida lui Zinin este identică cu anilina".

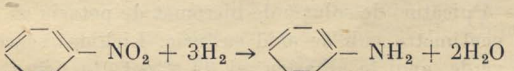
Descoperirea lui Zinin, care a dat lumii o metodă de sinteză industrială a anilinei, pune bazele dezvoltării de mai tîrziu a industriei de coloranți și medicamente.

Vom prepara și noi acum anilină ($C_6H_5NH_2$) și vom face cîteva experiențe cu ea. Pentru aceasta avem nevoie de nitrobenzen (vezi prepararea în pagina 261).

Punem într-un balon cu fund rotund 25 g pilitură de fier, 7 cm^3 apă și 7 cm^3 acid clorhidric concentrat, și încălzim puțin. Vom observa o puternică degajare de gaz: e vorba de gazul hidrogen. Adăugăm atunci 10 cm^3 de nitrobenzen. Astupăm balonul cu un dop prin care trece un tub vertical, lung de vreo jumătate de metru, care ține loc de refrigerent cu reflux. Încălzim balonul pe o baie de apă și îl agităm din cînd în cînd. Observăm că nu

se mai degajă hidrogen și că o parte din pilitura de fier s-a transformat în oxid de fier de culoare roșie-cărămizie. Cînd după cîteva minute de încălzire nu se mai simte mirosul de nitrobenzen, scoatem balonul din baia de apă, îl ștergem la exterior și introducem în el soluție de hidroxid de sodiu, picătură cu picătură, agitînd continuu, pînă la reacția alcalină (încercăm cu hîrtie de turnesol). De asemenea, mai adăugăm în balon 7 cm^3 de apă. Fixăm acum balonul într-un stativ și-l astupăm cu un dop prin care trece un tub de sticlă îndoit; capătul acestuia se introduce într-o eprubetă răcită sau într-un mic balonaș. Încălzind balonul, începe antrenarea anilinei, care trece în eprubeta sau balonașul de colectare sub forma unui amestec tulbure. Cînd am distilat vreo 15 cm^3 de amestec (format din apă și anilină) oprim distilarea. Lăsînd distilatul cîtva timp liniștit, se separă două straturi distincte: unul de apă și altul de anilină.

Anilina s-a format în această reacție conform ecuației chimice:



Este interesant de știut că în condițiile în care are loc experiența, acidul clorhidric se regenerează continuu. Astfel, hidrogenul necesar reacției este furnizat de apă.

Anilina pură este un lichid uleios, mai greu decît apa, care fierbe la 184°C. Este foarte puțin solubilă în apă.

Așa cum am spus mai sus, anilina este baza multor coloranți. Deoarece noi nu avem posibilități prea mari în laboratorul nostru, vom descrie aici cîteva reacții caracteristice, care ne vor dovedi că, într-adevăr, de la anilină se poate ajunge la coloranți.

Sărurile de anilină, de pildă sulfatul de anilină, colorează lemnul în galben. Puneți într-o eprubetă cîteva picături de anilină și 2 cm^3 de apă. Scuturați bine eprubeta și adăugați cîteva picături de acid sulfuric: se formează un precipitat cristalin de

sulfat de anilină. Dacă vom introduce în eprubetă o aşchie de brad, aceasta se va colora în galben intens. De asemenea, se colorează în galben şi hîrtia de ziar sau cartonul.

Anilina se oxidează uşor, schimbîndu-şi culoarea. Sub acţiunea clorurii de var ea capătă o culoare violetă.

Puneţi într-o eprubetă 1 g de clorură de var şi amestecaţi-l bine cu 10 cm^3 de apă. Într-altă eprubetă se pun 5 cm^3 de apă şi două picături de anilină. Se agită bine eprubeta pînă la dizolvarea completă a anilinei. Adăugaţi atunci cîteva picături de clorură de var. Lichidul capătă o culoare roşie, care trece în violet închis.

Anilina oxidată cu bicromat de potasiu şi acid sulfuric se cunoaşte sub numele de „negru de anilină" şi e folosită drept colorant în industria textilă.

Puneţi într-o eprubetă 5 cm^3 de apă şi două picături de anilină. Agitaţi bine eprubeta pînă ce anilina se dizolvă. Adăugaţi acum 3—4 picături de soluţie de bicromat de potasiu şi o jumătate de centimetru cub de acid sulfuric. Lichidul se colorează întîi în verde, apoi în albastru, şi, în sfîrşit, în negru. Acesta este „negrul de anilină".

Cel mai puternic colorant. Dacă l-am întreba pe un chimist specialist în industria coloranţilor care este cel mai puternic colorant, fără îndoială că răspunsul său va fi: „fluoresceina".

Această substanţă poate fi preparată cu multă uşurinţă, chiar în laboratorul unui chimist amator.

Pentru aceasta pisaţi şi frecaţi bine, la un loc, într-o piuliţă, o cantitate cam cît o alună de acid ftalic (în lipsă, puteţi folosi anhidridă ftalică) şi o cantitate egală de rezorcină. Transformaţi cele două corpuri într-o pulbere fină, omogenă.

Treceţi apoi la cea de-a doua parte a experienţei. Puneţi acest amestec într-o capsulă (sau farfurioară) de porţelan, şi încălziţi, agitînd mereu cu o baghetă de sticlă. Încălzirea se va face la o flacără mică, luminoasă, cu prevedere, pînă cînd ames-

tecul se topește. Temperatura va atinge în acest moment cam 180°C.

Imediat înainte sau după aceasta, topiți într-o capsulă mică o cantitate (cam cît o alună) de clorură de zinc. La început, clorura de zinc se va umfla sub acțiunea căldurii. Această mărire de volum este datorită apei pe care o conținea clorura și pe care o pierde. La sfîrșit, vom obține o substanță topită, lichidă, lipsită de apă, pe care o vom turna, picătură cu picătură și agitînd mereu, în amestecul de rezorcină și acid ftalic care este și el încălzit, în același timp.

Îndată ce veți adăuga clorura de zinc, aspectul amestecului se va schimba dintr-o dată, primind culoarea roșie-gălbuie sau chiar roșie închisă. Amestecul cuprinde acum fluoresceină.

Turnați numai cîteva picături din acest amestec care conține fluoresceină într-un pahar sau cilindru plin cu apă. Agitați apoi puțin. Apa va căpăta o culoare frumoasă, verde deschis, care se întărește vizibil dacă adăugăm cîteva picături dintr-o soluție de hidroxid de sodiu sau de amoniac. În schimb, dacă adăugăm acizi, culoarea pălește, devine gălbuie. Această modificare nu este definitivă: picați puțină soluție bazică și roșul aprins revine fără întîrziere.

Dacă țineți paharul cu această soluție în lumină și priviți prin el, soluția pare galbenă. Dacă vă uitați la el, însă, pe un fond închis, lichidul vi se va părea verde închis. Astfel de variații ale culorii sînt denumite fluorescență (pentru prima dată au fost observate la fluorura de calciu).

Dizolvați o cantitate mică din masa conținînd fluoresceină, pe care ați preparat-o, în cîțiva centimetri cubi de alcool etilic. După adăugarea hidroxidului de sodiu, soluția va părea roșie, privită prin transparență, și verde închis dacă vă veți uita la suprafața ei (prin reflecție). Vărsați această soluție într-un borcan mare, de sticlă, umplut cu apă. De la suprafața apei vor coborî în jos, spre fund, panglici frumoase verzi-gălbui.

Acestea sînt experiențele. Presupunînd că nu toți cititorii acestor pagini sînt vechi chimiști amatori și că, printre ei, se pot găsi numeroși începători, să dăm cîteva indicații asupra substanțelor necesare.

Astfel, să vedem ce este acidul ftalic. Cunoașteți, desigur, benzenul: este o substanță organică a cărei formulă se reține cu cea mai mare ușurință, pentru că e formată din șase atomi de carbon și șase de hidrogen, așezați în cerc: C_6H_6. Dacă un atom de hidrogen este înlocuit de un grup — COOH (grupul caracteristic acizilor organici) se obține acidul benzoic. Dacă, și mai departe, hidrogenul vecin cu — COOH este înlocuit cu încă o grupă —COOH, se obține o substanță avînd formula $C_6H_4(COOH)_2$, cunoscută între chimiști ca „acidul ortoftalic" sau, pe scurt, acidul ftalic.

Ați făcut, așadar, cunoștință cu acidul ftalic. Să trecem atunci la rezorcină. Aceasta este o substanță a cărei formulă pleacă tot de la benzen. Doi din atomii benzenului sînt și de data aceasta înlocuiți, dar nu cu grupul —COOH caracteristic acizilor, ci cu grupul OH (caracteristic alcoolilor). Formula ce va fi așadar: $C_6H_4(OH)_2$. Cele două grupuri — OH nu sînt vecine, ci unul din ei se găsește atașat la primul atom de carbon al benzenului, iar celălalt la al treilea.

Prin reacția chimică între două molecule de rezorcină și una de acid ftalic (sau anhidrida acestuia), se formează fluoresceina. Bun — vor spune atunci chimiștii amatori — dar la ce folosește în acest caz clorura de zinc? În cursul reacției, se eliberează apă (H_2O). Această apă trebuie să fie fixată de o altă substanță, pentru că altminteri ar împiedica desfășurarea reacției. Această „altă substanță" este tocmai clorura de zinc.

Fluoresceina este o substanță care se dizolvă greu în apă și foarte ușor în alcool. După cum am văzut, în soluții alcaline, culoarea ei este mult întărită. Un singur gram din sarea de sodiu a fluoresceinei, dizolvată în 40 000 de litri de apă, dă o culoare vizibilă lichidului! Pentru a experimenta singuri, dizolvați

puțin din fluoresceina preparată într-un litru de apă și diluați mereu, pentru a stabili pînă la ce concentrație culoarea mai este încă vizibilă.

Această proprietate a fluoresceinei a fost utilizată de multe ori, în geografie, pentru a studia mersul, afluenții și ramurile apelor subterane.

Aurin. În rîndurile următoare vom încerca să arătăm cum putem fabrica — din substanțe ușor de găsit sau în tot cazul fără prea mare greutate — frumoasa culoare de nuanță aurie: aurinul. Pe lîngă o experiență frumoasă vom avea și prilejul de a ne prepara un prețios auxiliar în laborator.

Pentru aceasta, să punem într-o eprubetă cantități egale de fenol (în cristale), acid sulfuric concentrat și cristale de acid oxalic. Cantitatea din fiecare substanță nu trebuie să întreacă doi centimetri din eprubetă. După ce amestecăm bine, agitînd eprubeta, o fixăm într-un stativ și încălzim, cu prevedere, la o flacără redusă.

Lichidul roșu aprins va rămîne, în timpul încălzirii, limpede și transparent; are acum o hotărîtă asemănare cu cerneala roșie. Atîta vreme cît încălzim, se desprind bășicuțe de gaz către suprafața lichidului; unele dintre aceste bășicuțe le putem chiar aprinde. Ele sînt alcătuite dintr-un amestec de oxid de carbon și bioxid de carbon, care rezultă din descompunerea unei părți din acidul oxalic, sub influența acidului sulfuric concentrat.

Să vărsăm acum o parte din lichidul roșu închis într-un vas cu apă: se poate observa un precipitat galben-portocaliu. Adăugăm apoi cîteva bucăți de sodă — pentru a neutraliza acidul — și imediat, sau după un scurt timp, vom vedea formîndu-se o culoare cu transparențe minunate, albastru-roșie. Priviți-o în diferite grosimi de lichid.

Să umplem o eprubetă cu cîțiva centimetri cubi din lichid și să încercăm dacă nu l-am putea folosi drept indicator pentru acizi sau baze.

Astfel, de exemplu, să adăugăm puţin cîte puţin în eprubetă, mereu numai atît dintr-o bază sau un acid cît este necesar ca să obţinem o schimbare de culoare. De asemenea, să variem mereu bazele şi acizii, folosind altele noi (clorhidric, sulfuric, azotic etc.).

Iată, de pildă, cam cum am putea lucra.

Lichidul violet devine galben deschis prin adăugare de puţin acid clorhidric; adăugînd amoniac, îşi schimbă culoarea şi se face iar violet; mai punem acid sulfuric diluat şi iar se face galben deschis; şi aşa mai departe. Iată deci că-l putem folosi drept indicator de mîna întîia. Îl etichetăm „aurin" şi-l păstrăm în laboratorul nostru, pentru a ne servi ca indicator.

Aurinul se dizolvă în acid acetic glacial sau în alcool, luînd o culoare galbenă-aurie închisă. În apă nu se dizolvă, în schimb se dizolvă foarte bine în acid sulfuric (dînd o culoare galben-roşcată) şi în substanţe alcaline (dînd o culoare violetă). De aceasta ne-am convins prin experienţele de mai sus.

Aurinul — adică substanţa pe care am obţinut-o în eprubetă, încălzind amestecul de acid oxalic, sulfuric şi fenol — se întăreşte în eprubetă, după un timp, dînd prin răcire o masă minunat colorată în auriu. În eprubeta în care am făcut experienţa şi ne-au rămas ceva resturi, vom putea admira aurinul solidificat, peste cel mult o oră de la preparare.

Componentul principal al aurinului este acidul pararosol. Bioxidul de carbon s-a format din acidul oxalic sub influenţa acidului sulfuric; de asemenea, în acelaşi timp, apa care devine liberă în această reacţie este legată de acidul sulfuric, care ştim că suferă de o sete nepotolită.

Aurinul este foarte mult folosit ca materie colorantă în industria tapetelor şi a hîrtiei.

Cum, însă, el îşi schimbă culoarea sub acţiunea bazelor sau acizilor — fie aceasta şi cu cantităţi mici de substanţă — este folosit şi ca indicator în chimie.

Din ce sînt alcătuite grăsimile? Substanțele grase, fie animale (unt, untură) fie vegetale (uleiurile) sînt alcătuite din amestecul mai multor grăsimi. Dar grăsimile însăși din ce sînt făcute, oare? Din unirea glicerinei cu acizii grași. Glicerina este un alcool. De aceea, chimiștii arată că grăsimile sînt esteri — așa se numesc combinațiile dintre acizi și alcooli.

Această scurtă introducere teoretică era necesară pentru a înțelege desfășurarea experiențelor ce vor urma.

Dacă încălzim mai multă vreme o mică probă de grăsime, într-o eprubetă, vom observa după cîtva timp tot felul de împroșcări și țîșnituri, însoțite de vapori cu miros pătrunzător, care se pot aprinde la gura eprubetei, arzînd cu o flacără bogată în funingine. Să încălzim acum pe o farfurioară sau capsulă puțin sulfat de magneziu, pînă cînd pierde complet apa din cristale. Punem atunci praful uscat într-o eprubetă, adăugăm cam 1 cm^3 de glicerină și încălzim puternic. Se formează un fum alb, cu miros înțepător.

În ambele experiențe este vorba de acroleina care se formează din glicerină prin scoaterea a două molecule de apă. Desfacerea moleculelor de apă din glicerină se face sub influența anumitor substanțe ca sulfatul de aluminiu, sulfatul acid de potasiu sau sulfatul de magneziu. Ei rămîn neschimbați la sfîrșitul reacției — sînt deci catalizatori.

Cum recunoaștem grăsimile? Să-ți dai seama că untul, uleiul sau untura sînt grăsimi e foarte ușor. Este însă vorba să recunoaștem grăsimea în corpuri unde aceasta se găsește în cantități mici. Pentru aceasta luăm o eprubetă curată și uscată , în care punem substanța de cercetat: nuci, alune, sîmburi de mere, brînză, semințe de floarea soarelui, de dovleac etc. Umplem apoi eprubeta (cam o treime) cu benzină. Pentru ca să ne ferim de primejdia focului, așezăm eprubeta într-o oală sau balon

umplut pe jumătate cu apă. Încălzim aceste vase la o flacără mică (fig. 82). Benzina din eprubetă se încălzește și dizolvă toate grăsimile ce se găsesc în corpul cercetat. Este preferabil ca experiența să se facă în aer liber sau pe o masă cu azbest, astfel ca eventuala aprindere a cantității mici de benzină să nu devină periculoasă.

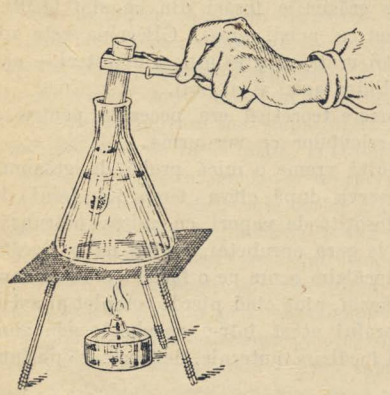


Fig. 82. Extragerea grăsimilor cu ajutorul benzinei.

După cîteva minute de încălzire, benzina s-a evaporat pînă aproape la jumătate. Stingem flacăra, scoatem eprubeta și punem numai o picătură pe o bucată de hîrtie. Dacă substanța conține grăsime, după evaporarea benzinei pe hîrtie va rămîne o pată de grăsime, care se vede foarte ușor ținînd-o în dreptul unui bec aprins. Dacă benzina nu a dizolvat grăsime, după evaporarea ei nu mai rămîne nici o urmă.

Saponificarea grăsimilor. Știți cu toții că atunci cînd o țesătură textilă s-a pătat cu grăsime, pata este scoasă de cele mai multe ori cu apă caldă și sodă. Știm însă că, în mod normal, apa nu se amestecă cu grăsimile; dacă intervine însă soda, lucrurile se schimbă: grăsimile se saponifică transformîndu-se în săpun, substanță care se amestecă cu apa. În laborator putem face și noi cîteva experiențe privind saponificarea grăsimilor. Vom avea nevoie de untdelemn, unt, grăsime de porc sau o

altă grăsime, de soluție apoasă de hidroxid de sodiu, conținînd 35—40% hidroxid de sodiu solid (sodă caustică) și de o soluție saturată de clorură de sodiu (sare de bucătărie).

Puneți într-o capsulă de porțelan (poate fi și o simplă ceașcă) 5 g de grăsime și adăugați 9 cm^3 de hidroxid de sodiu. Încălziți amestecul, agitîndu-l continuu, timp de 20—30 minute. Adăugați din cînd în cînd apă, în locul celei evaporate. După trecerea acestui interval de timp faceți proba saponificării: adăugați, într-o eprubetă curată cîteva picături din amestec și turnați deasupra 6—8 cm^3 de apă caldă. Agitați bine eprubeta și încălziți-o la flacără: dacă proba se dizolvă complet înseamnă că grăsimea s-a saponificat, adică s-a transformat în săpun.

După saponificarea completă a grăsimii adăugați în amestecul încă fierbinte 15—20 cm^3 de soluție de clorură de sodiu și agitați bine. Lăsați apoi amestecul să se răcească. La suprafața soluției apoase se ridică un strat de săpun, care se solidifică la răcire.

Uleiuri sicative și nesicative. În general, în aer uleiurile nu se întăresc, ci rămîn moi. Sînt, totuși, și unele uleiuri care fac excepție.

De exemplu, uleiul de in se decolorează și se acoperă cu un strat întărit, datorită oxidării. Uleiurile care se întăresc în aer se numesc uleiuri sicative. Întărirea uleiurilor în aer poate fi făcută și cu ajutorul unor substanțe (oxizi metalici) denumite sicativi. Așa se obțin uleiurile de vopsit, din care se fabrică lacurile.

Pe o farfurioară de porțelan cu fundul drept vărsăm vreo 5 cm^3 acid sulfuric concentrat. Picăm apoi deasupra acidului 5—6 picături din uleiul pe care-l cercetăm. În zona de atingere dintre ulei și acid obținem culori diferite. Uleiurile sicative dau culori brune sau negre; cele semisicative dau culori portocalii pînă la brun, iar uleiurile nesicative nu dau nici o culoare.

De fiecare dată cînd bem lapte, mîncăm ouă sau vopsim cu una din vopselele ce pot fi diluate cu apă, avem de a face cu o contradicţie izbitoare. O veche zicătoare hotărăşte, cu oarecare autoritate aparentă, că „untdelemnul cu apa nu se amestecă". Şi, cu toate acestea, în lapte, în maioneză, în vopselele emulsionate şi în diferite alte produse care combină substanţele uleioase cu cele apoase, natura pe de o parte şi chimistul pe de altă parte au întrebuinţat mijloace chimice pentru a arăta că vechiul proverb nu se adevereşte. Natura şi chimistul au realizat, astfel, ceea ce părea cu neputinţă. Uleiul şi apa se amestecă formînd emulsii. Fără aceste combinaţii de substanţe uleioase şi apoase, medicina şi industria s-ar găsi în faţa unor greutăţi de neînvins; de fapt, însăşi viaţa n-ar putea exista. Pentru dezvoltarea celulelor animale şi vegetale sînt necesare unele grăsimi şi uleiuri. Totuşi, pe de altă parte, substanţele cele mai însemnate din aceste celule vii sînt apoase. Neputînd să dizolve uleiurile în apă, natura se foloseşte de emulsificare. Un aliment aproape perfect, laptele, nu-i altceva decît o emulsie, adică o împrăştiere de picături mititele de unt, într-o soluţie apoasă de lactoză, săruri minerale şi albumine.

Cu ajutorul emulsiilor, untura de peşte atît de neplăcută la gust poate fi transformată într-o băutură aproape delicioasă, iar substanţele uleioase cu miros urît sînt făcute inodore. Se pot prepara vopsele care la uscare, formează o suprafaţă groasă de pigment şi ulei, deşi aceste vopsele sînt uşor diluabile cu... apă. Soluţiile moderne întrebuinţate în agricultură, sosurile pentru salată, cosmeticele, loţiunile, doctoriile şi lustrurile pentru parchete, mobile şi pantofi îşi datorează adesea eficacitatea cunoştinţelor chimistului despre tehnica emulsiilor.

În linii mari, o emulsie este împrăştirea unor picături foarte mici dintr-un lichid într-altul în care nu se poate dizolva.

O emulsie poate fi preparată, de obicei, scuturînd sau amestecînd energic cele două lichide. Dar, din nefericire, o emulsie alcătuită în acest fel, din două lichide pure, se separă iute. Tensiunea superficială face ca picăturile mici (globulele) să se unească repede, iar picăturile mai mari să se ridice la suprafață sau să cadă la fund (după caz) separînd cele două lichide în două straturi.

Să facem o experiență. Agitați într-o eprubetă puțină apă și o cantitate egală de benzen, și veți vedea cum se petrec lucrurile. După cîteva scuturături, cele două lichide limpezi ca apa vor deveni o singură soluție, lăptoasă.

Lichidul pare uniform, pentru că micile picături sînt prea mici spre a fi văzute cu ochiul liber și este alb, pentru că globulele, lucrînd ca niște lentile, împrăștie lumina.

Lăsați emulsia să stea liniștită: foarte repede apar din nou picături vizibile. Acestea devin mereu și mereu mai mari, albeața dispare și în cîteva secunde, lichidele s-au despărțit ca la început.

Pentru a împiedica o astfel de emulsie să se separe, trebuie să ne folosim de una din „vrăjitoriile" chimiei. O emulsie stabilă nu poate fi preparată niciodată numai din două lichide pure. Chimistul trebuie să mai adauge o cantitate foarte mică dintr-o a treia substanță, cunoscută sub numele de „agent emulsificator".

Sînt sute de substanțe care ar putea servi de agenți emulsificatori, fiecare cu meritele sale, așa încît chimistul trebuie să știe cum s-o aleagă pe cea mai potrivită pentru emulsia pe care o dorește.

Săpunul obișnuit (care e un stearat de sodiu sau un oleat de sodiu) e un agent emulsificator foarte mult întrebuințat. Repetați experiența precedentă cu apă și benzen, după ce dizolvați, mai întîi, cîteva fărîmițe de săpun în apă. În acest caz, agitarea intermitentă (făcînd o pauză de 15 secunde după fiecare

serie de scuturături) va produce emulsificarea mai repede decît agitarea continuă.

După ce ați agitat intermitent vreo cinci minute, priviți eprubeta și veți vedea că emulsia seamănă cu acea produsă numai din apă și benzen.

Totuși, de data aceasta, apa și uleiul nu se despart decît foarte puțin, sau chiar de loc. Cu toate acestea, după un repaus prelungit, această emulsie poate să ne pară mai groasă și mai albă deasupra. Acest efect poate fi numit „smîntînire", fiindcă se aseamănă cu smîntîna care se ridică la suprafața laptelui. El nu indică separația permanentă a uleiului de apă. Cînd se petrece smîntînirea, puțină agitație va face ca emulsia să devină din nou uniformă.

Dacă adăugați cîteva mici grăunțe de hidroxid de sodiu la un centimetru cub de apă într-o eprubetă, apoi puțin acid oleic într-o cantitate egală de benzen sau de ulei dintr-o altă eprubetă și turnați conținutul eprubetei a doua în cea dintîi se va naște săpunul numit oleat de sodiu.

În acest caz se formează spontan o emulsie ce poate fi stabilizată prin cîteva scuturări.

Pe lîngă săpunurile de sodiu și de potasiu, printre agenții emulsificatori se mai găsesc substanțe ca gălbenușul oului, gelatina, guma arabică, stearații de aluminiu și de zinc și substanțe fin pulverizate cum sînt mustarul, silicea și negrul de fum.

Care este explicația? Pentru ce lucrează agenții emulsificatori așa cum am văzut, nu se știe precis, dar, în general, ei reduc tensiunea dintre cele două lichide și uneori formează o adevărată barieră fizică, care împiedică globulele să se unească.

În cazul săpunurilor și a compușilor organici sintetici, efectul protector pare să fie datorită alcătuirii moleculare. Un capăt al fiecăruia dintre moleculele acestor substanțe este solubil în ulei, iar capătul celălalt în apă. În felul acesta se comportă molecula săpunului de oleat de sodiu.

Cînd e pusă într-un amestec de ulei și apă, această moleculă tinde să se orienteze în așa fel, încît capetele solubile în ulei să fie întoarse către ulei, iar capetele solubile în apă, către apă. Prin această acțiune, fiecare globulă suspendată este înconjurată de o pătură de molecule (de agent) care, în același timp, o leagă de lichidul înconjurător și o împiedică să se unească cu celelalte globule de același fel.

Fazele emulsiilor. Toate emulsiile sînt alcătuite din două faze: o fază externă sau continuă și o fază internă, care constă din milioane de picături foarte mici, separate între ele (în chimia fizică, o fază este definită drept o porțiune de materie omogenă, distinctă, într-un sistem neomogen). Depinzînd de cantități și substanțe, o emulsie poate consta din ulei în apă, sau din apă în ulei. În literatura tehnică, o emulsie de ulei în apă se scrie pe scurt așa: U/A, pe cînd o emulsie de apă în ulei se scrie astfel: A/U.

Emulsiile de benzen și apă pe care le-ați făcut adineauri, laptele, maioneza și cele mai multe vopsele sînt de tipul ulei în apă (U/A). Adeseori, cele două feluri de emulsii pot părea asemănătoare și atunci trebuie să facem diferite experiențe, pentru a ști care este adevărul.

O experiență se poate face adăugînd la o cantitate mică din emulsie, cîteva picături dintr-o vopsea sau o culoare, care se dizolvă numai în ulei, sau numai în apă. De exemplu, adăugați un colorant solubil în apă la o cantitate mică din emulsia de benzen și apă și agitați nu prea violent. Emulsia se va colora uniform, arătîndu-vă că faza continuă sau externă a emulsiei este apa. Dacă emulsia ar fi fost apă în ulei, atunci colorantul solubil în apă nu ar fi putut-o colora continuu.

Pentru comparație puteți alcătui o emulsie A/U adăugînd puțin oleat de calciu sau de magneziu la benzen, în loc de săpun în apă, înainte de emulsificare. Pentru ca să diluăm sau să concentrăm o emulsie trebuie mai întîi să-i cunoaștem tipul, pentru că dacă adăugăm faza ce nu e necesară, producem tocmai efectul

contrar. Ca să diluăm sau să „subțiem" o emulsie dată, trebuie să adăugăm ceva mai multă fază externă. Pentru a o concentra sau „îngrășa" vom adăuga mai mult din faza internă. Puteți dovedi aceasta cu emulsia de benzen în apă. Adăugați-i apă și o veți vedea curgînd mai ușor. Adăugați-i benzen (cu agitare mai multă) și va deveni pînă la urmă atît de „groasă", încît nu o veți putea turna.

Poate să vă pară ciudat, dar faza internă a unei emulsii poate să aibă un volum cu mult mai mare decît faza externă. Maioneza este o emulsie de tipul U/A, în care un volum foarte mare de ulei este conținut înăuntrul unui volum de apă comparativ mic. Fabricarea unei probe de maioneză ce poate fi mîncată cu plăcere ne oferă o bună demonstrație a unora din problemele preparării emulsiilor comerciale. În acest aliment, uleiul formează faza internă, oțetul și sucul de lămîie faza externă, în timp ce gălbenușul de ou, muștarul și piperul alcătuiesc împreună agentul emulsificator. Sarea trebuie adăugată pentru gust, dar ea tinde mai curînd să distrugă decît să ajute emulsificarea.

Puneți un gălbenuș de ou, o jumătate de lingură de sare, un sfert de lingură de muștar și puțin piper într-o cratiță mică, și bateți cu convingere.

Adăugați o lingură de oțet și bateți înainte.

Treptat, puneți o ceașcă de untdelemn, adăugînd la început numai cu lingura, cîte puțin. După ce ați terminat de adăugat untdelemnul (în acest timp amestecînd mereu) ați obținut o maioneză de cea mai bună calitate.

Adăugînd substanțe care distrug efectul protector al agenților emulsificatori, sau adăugînd agenți care produc tocmai tipul opus de emulsie, reușim de obicei să distrugem, sau să „separăm" o emulsie în constituienții săi. Putem demonstra aceasta adăugînd puțin acid clorhidric diluat la benzenul din emulsia de apă. Cum acidul desface moleculele de săpun, ele își pierd puterea de emulsificare și componenții, apa și uleiul, se despart repede.

CELULOZA

Celuloza este materialul ce constituie cea mai mare parte din vegetale, unde ea formează scheletul celulelor.

Progresele care s-au realizat în industria celulozei sînt legate de o cunoaştere adîncită a constituţiei şi proprietăţilor acestui material deosebit de răspîndit în natură.

Compoziţia celulozei este exprimată de formula: $(C_6H_{10}O_5)n$. Determinarea factorului n este foarte anevoioasă.

Concluzia la care s-a ajuns e că molecula celulozei are o lungime foarte mare şi că greutatea poate să-i fie de 15 000 de ori mai mare decît molecula de oxigen, n fiind egal cu 3 000.

Celuloza nu se dizolvă în apă — ceea ce e evident, dacă ne gîndim la rolul pe care-l are în natură, unde ea apără contra ploii şi umezelii substanţele solubile, care se găsesc înăuntrul celulelor plantei. Nici alţi dizolvanţi direcţi nu există pentru celuloză.

S-au recunoscut trei feluri de celuloză: alfa, beta, gama, în ordinea rezistenţei descrescînde faţă de reactivii chimici. Celuloza alfa e cea mai rezistentă şi se foloseşte în industria mătăsurilor artificiale. Această descoperire a proprietăţilor celulozei a fost de mare însemnătate pentru industrii.

Timp de mai multe secole s-a socotit suficient să se folosească direct lemnul pentru construcţii şi pentru ars.

La început, hîrtia n-a fost folosită decît în mică măsură şi se fabrica din bumbac şi cîrpe — substanţe formate din celuloză aproape pură.

Pe la sfîrşitul secolului al XIX-lea tiparul a luat însă o mare dezvoltare, încît s-a simţit nevoia de noi materii prime pentru hîrtie: s-au folosit întîi paiele, apoi lemnul.

Progresele chimiei au dat iute naştere şi altor industrii care folosesc de astă dată nu celuloza pură, ci diferiţi derivaţi celulozici.

Se făcu mai întîi din celuloză un exploziv, apoi derivații celulozici și-au găsit o aplicație relativ recentă în fabricarea țesăturilor artificiale.

Din celuloză se mai fabrică lacuri, celuloidul, celofanul etc. Totuși, hîrtia este principalul material fabricat din celuloză.

Cu greu ne putem închipui starea în care trebuia să se găsească societatea umană înaintea invenției scrierii și a unei materii pe care se putea fixa scrisul. Pe atunci, lumea era redusă la cuvintele vorbite; pentru a transmite o știre sau un ordin, era nevoie de un crainic sau de un mesager.

Răbojul de care se servesc încă unii țărani e o amintire a felului în care se făcea corespondența în antichitate.

Încetul cu încetul, oamenii au folosit diferite materiale pentru a însemna semnele lor (piatra, argila, table metalice etc.).

În sfîrșit, vine vremea papirusului, a cărui descoperire este atribuită orașului Memphis, din Egipt, acum 2200 ani î.e.n. „Papirusul — scrie Pliniu cel Bătrîn — se naște în băltoacele Egiptului sau în apele lenețe ale Nilului atunci cînd, ieșite din matcă, ele rămîn pe loc...“ Același autor dă în operele sale cele mai precise amănunte asupra fabricației papirusului. Tulpina îi era tăiată în fîșii înguste care se așezau alături, un al doilea strat era așezat cruciș peste primul și așa mai departe. Foaia era apoi încleiată și bătută, ca să fie netedă.

Urmează după aceea folosirea pieilor de animale: velinul era pielea de vițel, iar pergamentul piele de oaie.

Primii care alcătuiesc o hîrtie adevărată, din fibre vegetale scurte, sînt chinezii.

Materia primă era bambusul. Legenda atribuie această genială invenție ministrului Tsai-Lun.

Au trebuit să treacă o mie de ani pentru ca hîrtia să ajungă în Europa.

În secolul al XI-lea vedem apărînd în Europa hîrtia de bumbac.

Cum se fabrică hîrtia? Orice material s-ar folosi: lemn, celuloză, cîrpe vechi, hîrtie tipărită, prima fază a fabricației hîrtiei este obținerea pastei. Pentru aceasta se supune materia primă unui tratament mecanic.

A doua fază a fabricației este obținerea foii de hîrtie. În principiu, pasta diluată este împrăștiată pe o sită metalică, cu ochiuri fine, care se scutură ușurel; apa trece prin ochiuri, iar pe sită rămîne o îngrămădire de fibre de celuloză: aceasta este foaia de hîrtie. Cum ea este încă destul de umedă și foarte fragilă, trebuie uscată, pentru a căpăta rezistență.

După ce foaia de hîrtie a fost fabricată, este uneori supusă la diferite operații, cum ar fi satinajul, care îi netezește suprafața, tăierea și imprimarea de desene pentru a obține hîrtia filigranată etc. Toate acestea au drept scop să înnobileze hîrtia.

Fabricăm hîrtie în laborator. Ne procurăm întîi o bucată mică de lemn de brad. Luăm apoi o rașpilă și radem lemnul făcînd o grămăjoară de rozătură de lemn. Natural, dacă avem la îndemînă rumeguș de la tăierea lemnelor, toată această operație este dinainte înlăturată.

Rumegușul sau rozătura se cerne apoi printr-o sită mai deasă, așa ca părticelele prea mari să fie înlăturate.

Într-un pahar Berzelius de mărime obișnuită, dizolvați 20 g de sodă caustică solidă (hidroxid de sodiu) în 100 cm^3 de apă.

Luați o linguriță de rozătură și fierbeți-o în paharul cu hidroxid de sodiu timp de un sfert de oră.

Acest tratament are rolul de a extrage rășinile, gumele și alte substanțe, lăsînd liberă celuloza din fibrele lemnului.

După aceea decantați și aruncați lichidul de culoare închisă, lăsînd doar materia depusă pe fund (celuloza). Repetați apoi fierberea cu o nouă soluție de hidroxid de sodiu alcătuită ca și prima.

Vărsați din nou lichidul și spălați celuloza de mai multe ori cu apă, pentru a înlătura urmele de hidroxid de sodiu.

Dar rămășițele obținute sînt brune sau chiar negricioase. De aceea trebuie albite.

În cazul nostru, agentul de decolorare este clorul; operația se face afară, în aer liber.

Iată cum procedați: puneți rumegușul într-un pahar, pe care-l umpleți pe sfert cu apă. Apoi treceți prin el un curent de clor, adică preparați clorul printr-unul din mijloacele arătate la capitolul „Un gaz din familia halogenilor" (preferabil din permaganat de potasiu și acid clorhidric) și-l duceți cu un tub de sticlă, care pătrunde chiar în paharul cu apă. Curentul se va menține aproximativ 5 minute.

Cu asta, se încheie prima fază a fabricației: obținerea pastei. De fapt, celuloza nu va fi albă cît e de dorit, însă dacă repetăm de 3—4 ori toată seria de operații vom obține celuloză albită. Aceasta va fi spălată cu apă, turnată într-un strat subțire deasupra unei site de sîrmă cu ochiuri dese, și uscată.

După uscare am obținut o foaie de hîrtie — hîrtie adevărată, dar o hîrtie neîncleiată. Un fel de hîrtie de filtru.

Hîrtie pergament. Pergamentul vegetal se obține printr-o acțiune rapidă a acidului sulfuric asupra celulozei din hîrtie. Fabricarea este continuă; banda de hîrtie, călăuzită de niște cilindri de sticlă, circulă într-un vas conținînd acid sulfuric de 60 grade Baume, unde nu stă decît cîteva secunde. La ieșirea din această baie, banda este adusă în alte vase identice, primul conținînd apă, al doilea o soluție de amoniac, al treilea iarăși apă, pentru a se elimina complet lichidul caustic, a cărui acțiune prelungită ar distruge celuloza. Banda de hîrtie este apoi uscată. Acest pergament vegetal, numit și hîrtie sulfurizată, servește la împachetarea corpurilor grase.

În laboratorul nostru putem fabrica foarte ușor hîrtie pergament, din hîrtie velină. Într-un cristalizor sau într-o farfurie mai adîncă, punem o parte apă și peste ea 2 părți acid sulfuric concentrat, turnat cu precauție, cîte puțin și amestecînd mereu.

După ce totul s-a răcit, tăiem din hîrtie o bucată de mărimea dorită și o vîrîm — cu un cleşte — în această farfurie unde o ținem 8—10 secunde. După aceea luăm hîrtia și o introducem într-un alt vas, cu apă curată. În acest timp umplem un cristalizor sau o farfurie cu apă multă, în care punem puțin amoniac (o jumătate de eprubetă) și muiem hîrtia în acest din urmă vas. Apoi o spălăm cu apă multă și o lăsăm să se usuce. Am obținut astfel un pergament vegetal, o hîrtie tare, străvezie. Muind-o în apă, se umflă și uscîndu-se se întăreşte la loc. Această hîrtie ne poate servi în experiențele de dializă.

LEMNUL ÎN EPRUBETĂ

Lemnul este considerat de mulți drept un excelent mijloc de încălzire, căruia nu merită să i se dea alte întrebuințări.

Pădurile noastre au ars, astfel, transformîndu-se în cenușă, ani de-a rîndul, datorită lipsei de prevedere și exploatării nemiloase a regimului capitalist.

Lemnul pădurilor ar fi putut fi, însă, utilizat cu mult mai rațional. Pe lîngă întrebuințările sale ca material de construcție, mai ales pentru casele prefabricate, și ca material pentru mobile, lemnul constituie o materie primă foarte prețioasă în industria chimică. El constituie o sursă pentru numeroase substanțe, începînd de la alcool și terminînd cu mătasea artificială și masele plastice.

Ce este lemnul, din punct de vedere al constituției sale chimice? Încă din clasele elementare se învață că lemnul este format din celuloză, lignină și hemiceluloză. Fiecare din aceste substanțe chimice poate constitui un punct de plecare pentru o serie de derivați foarte utili, care merg pînă la zahăr de lemn, pe de o parte și pînă la materiile plastice pe de alta.

Să cercetăm celuloza — o substanță formată, după cum am arătat, din lanțuri foarte lungi de molecule enorme. Molecula

Biblioteca Centrală Regională Craiova

celulozei are formula, în aparență simplă $(C_6H_{10}O_5)n$; dar acest „n" este egal, după cum spuneam, în medie, cu 3 000. Celuloza este așadar alcătuită din vreo 3 000 de bucăți de $C_6H_{10}O_5$, unite între ele foarte strîns și întinse ca un lanț. Chimiștii amatori au recunoscut, desigur, și acest „$C_6H_{10}O_5$", care este un rest din molecula destul de mică a glucozei sau a fructozei. Zahărul este format din două molecule de glucoză și fructoză.

Zahărul este un aliment prețios, care nu poate lipsi din hrana animalelor și a oamenilor unde reprezintă principalul izvor de energie. Chimiștii și-au pus de aceea, de multă vreme, întrebarea dacă moleculele mari de celuloză din lemn nu pot fi desfăcute în molecule izolate, mici, de zahăr de lemn utilizabil în alimentație și au rezolvat această problemă. Cum? Prin desfacerea moleculelor mari ale celulozei, cu ajutorul acizilor sau bazelor.

Resturile de lemne (așchii și în special rumeguș) atacate cu un acid dau un amestec de mai multe zaharuri simple. Astfel, în tratatele de chimie se arată că prin zaharificarea lemnului de brad, se obține un amestec de 65% glucoză, 17% manoză, 10% xiloză, puțină fructoză, galactoză și alte substanțe. Acest amestec poate fi folosit, împreună cu alte materiale, drept nutreț pentru vite sau în industrie ca materie primă pentru fabricarea alcoolului.

Experiențe simple. „Descompunerea lemnului", sau mai bine-zis transformarea lemnului în zahăr (e vorba de celuloza din lemn) se poate repeta ușor și în laboratoarele chimiștilor amatori.

Iată un procedeu simplu: încălzim într-o eprubetă rumeguș de lemn (cam un vîrf de cuțit) cu cîțiva centimetri cubi de acid clorhidric foarte concentrat. Agităm mereu eprubeta, tot timpul încălzirii, care va dura aproximativ 10 minute. Dacă, la un moment dat, apare o carbonizare puternică a conținutului eprubetei, întrerupem încălzirea puțin timp și o reluăm după puțin timp.

Pag.

Indicatori chimici 229
Știți ce este analiza cromatografică? 232
Acidul salicilic și aspirina . 240
Analizați țesăturile 241
Analiza laptelui 242
Analiza urinei 243

ÎN LUMEA CHIMIEI ORGANICE

Scurtă introducere în chimia organică 248
O călăuză în chimia organică 251

SĂ FACEM CÎTEVA EXPERIENȚE

Cîteva hidrocarburi 254
Alcoolul etilic în laborator 262
Alcoolul metilic 267
Fenolul 270
Aldehide și cetone 272
Pe urmele lui Wöhler 278
Preparăm coloranți 282
Grăsimile 289
Și totuși... apa și uleiul se amestecă 292
Celuloza 297
Lemnul în eprubetă 301
Albumina în eprubetă 304
Încheiere 311

Biblioteca Centrală
Regionala Craiova

Coperta de Nicolae Moroşanu
Desene de Mariana Romanos

Revizia ştiinţifică a fost făcută
de ing. D. Todericiu.